



conecte
L I V E

JOÃO USBERCO
PHILIPPE SPITALERI (PH)
EDGARD SALVADOR

Química

2

**LIVRO PARA ANÁLISE
DO PROFESSOR**
• VENDA PROIBIDA •

ABRELIVROS

ASSOCIAÇÃO BRASILEIRA
DE EDITORES DE LIVROS

 **Editora
Saraiva**

plurall



Química

JOÃO USBERCO

Bacharel em Ciências Farmacêuticas pela Universidade de São Paulo.
Professor de Química na rede privada de ensino de São Paulo.

PHILIPPE SPITALERI (PH)

Bacharel em Química pela Universidade de São Paulo.
Professor de Química na rede privada de ensino de São Paulo.

EDGARD SALVADOR

Licenciado em Química pela Universidade de São Paulo.
Professor de Química do Anglo Vestibulares de São Paulo.

Direção geral: Guilherme Luz

Direção editorial: Luiz Tonolli e Renata Mascarenhas

Gestão de projeto editorial: Viviane Carpegiani

Gestão e coordenação de área: Isabel Rebelo Roque

Edição: Daniela Nardi, Erich Golçalves da Silva,
Lucas Augusto Jardim e Kamille Ewen de Araújo

Gerência de produção editorial: Ricardo de Gan Braga

Planejamento e controle de produção: Paula Godo,
Roseli Said e Marcos Toledo

Revisão: Hélia de Jesus Gonsaga (ger.), Kátia Scaff Marques (coord.),
Rosângela Muricy (coord.), Ana Curci, Ana Maria Herrera, Ana Paula C.
Malfa, Brenda T. M. Morais, Carlos Eduardo Sigrist, Célia Carvalho,
Celina I. Fugyama, Cesar G. Sacramento, Daniela Lima, Diego Carbone,
Gabriela M. Andrade, Heloisa Schiavo, Hires Heglan, Lilian M. Kumai,
Luís M. Boa Nova, Luiz Gustavo Bazana, Patrícia Travanca, Paula T.
de Jesus, Raquel A. Taveira, Ricardo Miyake, Rita de Cássia C. Queiroz,
Vanessa P. Santos, Amanda Teixeira Silva e
Bárbara de M. Genereze (estagiárias)

Arte: Daniela Amaral (ger.), André Gomes Vitale (coord.)
e Filipe Dias (edição de arte)

Diagramação: Setup

Iconografia: Silvio Klugin (ger.), Roberto Silva (coord.)
e Claudia Balista (pesquisa iconográfica)

Licenciamento de conteúdos de terceiros: Thiago Fontana (coord.),
Flavia Zambon (licenciamento de textos), Erika Ramires,
Luciana Pedrosa Bierbauer, Luciana Cardoso Sousa
e Claudia Rodrigues (analistas adm.)

Tratamento de imagem: Cesar Wolf e Fernanda Crevin

Ilustrações: Conceitograf, Hélio Senatore, João Anselmo,
Lápis 13B, Lettera Studio, Luis Moura, Luiz Fernando Rubio,
Paulo César Pereira, Sérgio Furlani, Setup

Design: Gláucia Correa Koller (ger.),
Erika Yamauchi Asato, Filipe Dias (proj. gráfico) e Adilson Casarotti (capa)

Composição de capa: Segue Pro

Foto de capa: PowerUp/Shutterstock, Raísa Kanareva/Shutterstock,
Artistdesign29/Shutterstock

Todos os direitos reservados por Saraiva Educação S.A.

Avenida das Nações Unidas, 7221, 1º andar, Setor A –
Espaço 2 – Pinheiros – SP – CEP 05425-902
SAC 0800 011 7875
www.editorasaraiva.com.br

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Usberco, João
Química 2 : conecte live / João Usberco, Edgard
Salvador, Philippe Spitaleri. -- 3. ed. --
São Paulo : Saraiva, 2018.

Suplementado pelo manual do professor.
Bibliografia.
ISBN 978-85-472-3407-2 (aluno)
ISBN 978-85-472-3408-9 (professor)

1. Química (Ensino médio) I. Salvador, Edgard.
II. Spitaleri, Philippe. III. Título.

18-17602

CDD-540.7

Índices para catálogo sistemático:

1. Química : Ensino médio 540.7
Maria Alice Ferreira – Bibliotecária – CRB-8/7964

2018

Código da obra CL 800858

CAE 628213 (AL) / 628214 (PR)

3ª edição

1ª impressão



Impressão e acabamento

Apresentação

A Química está presente em todas as atividades humanas. Ela não se resume às avançadas pesquisas de laboratório e à produção industrial. Na verdade, mesmo que não percebamos, ela é parte integrante do nosso cotidiano.

Quando preparamos os alimentos, por exemplo, estamos fazendo uso de conceitos e transformações químicas. Da mesma forma, ao lavarmos as mãos ou escovarmos os dentes, estamos colocando em prática reações e transformações que a Química explica.

Nesta edição de *Conecte Química*, reformulada e atualizada, pretendemos levar a você, estudante, essa visão de que a Química não é uma área da ciência separada da “vida real”. Ela está por trás de cada produto (e sua embalagem) que você vê exposto nas prateleiras dos supermercados, das farmácias, das padarias. São os estudos realizados por ela, em conjunto com diversas outras ciências, que permitem aos veículos automotivos circular pelas cidades. São esses estudos, também, que têm tornado possível buscar soluções para os crescentes problemas ambientais do planeta e melhorar a qualidade de vida das populações.

Pretendemos que esta obra sirva para que você amplie seus horizontes, perceba a inter-relação da Química com outras ciências e com sua vida e, assim, obtenha uma compreensão mais construtiva e menos distanciada desse campo da ciência.

Esperamos que, ao fazer uso desta obra, você desenvolva uma posição cada vez mais crítica e participativa sobre os avanços tecnológicos, avaliando seus benefícios e também buscando esclarecer seu possível impacto negativo no ser humano e no ambiente.

Antes de começar os seus estudos, convidamos você a ler, nas páginas 4 e 5, a seção *Conheça seu livro*, que explica como a obra está estruturada e ajudará no melhor aproveitamento do conteúdo deste livro, da coleção e das aulas.

Durante seus estudos, conte sempre com a ajuda do(a) professor(a).

Ele(a) poderá orientar seu trabalho, esclarecer dúvidas, auxiliar pesquisas e, principalmente, trocar ideias sobre os temas em estudo e sobre suas implicações na vida de cada um de vocês.

Bom estudo!

Os autores

Conheça seu livro



» Os volumes da coleção estão organizados em **unidades** que reúnem capítulos com temas relativos a elas. A unidade se inicia sempre com um texto que explora algum aspecto interessante do que será estudado, uma imagem e uma questão, que propõe a você algumas reflexões.

» Os **capítulos** agrupados dentro das unidades detalham os conceitos, os relacionam com aqueles previamente discutidos e preparam o fundamento para os que virão a ser trabalhados. As imagens complementam e enriquecem o texto. Seções variadas, em pequenos boxes laterais, mantêm uma constante conversa com você.

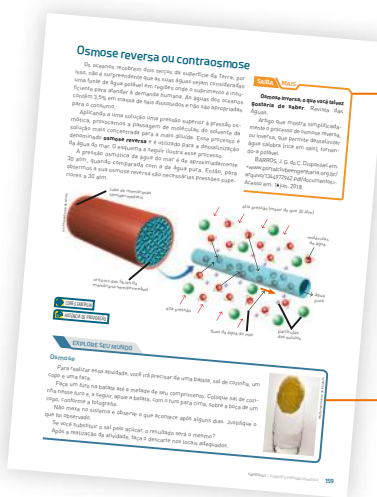
» Diversos **boxes** conversam com você para complementar informações, propor pesquisas ou reflexões, fazer alertas, sugerir ampliações, etc.

Questões pouco convencionais que estimulam a pensar sobre a Química do mundo e os fenômenos sob outras perspectivas.



» Os boxes **Saiba mais** apresentam sugestões de sites, livros, artigos, filmes, etc., que poderão auxiliar na compreensão de diversos conteúdos estudados ao longo desta coleção.

As atividades da seção **Explore seu mundo** trazem experimentos muito simples de investigação.



» Ao longo dos capítulos, você vai encontrar a seção **Conexão**, com textos acompanhados de atividades que exploram a relação entre a Química e os mais variados campos de interesse por meio de temas variados, dialogando de modo interdisciplinar com as demais ciências da natureza e com os temas transversais saúde, ambiente, cidadania, pluralidade cultural. O objetivo é que você desenvolva um olhar mais completo sobre cada tema e perceba quanto a Química depende das outras ciências.

» Na seção **Atividade prática**, por meio de procedimentos simples, são propostos experimentos e observações que tornam mais concretos alguns aspectos da Química.

» Para pôr em prática e consolidar seu aprendizado, você tem, ao longo dos capítulos, as seções **Fundamentando seus conhecimentos**, **Desenvolvendo seus conhecimentos** e **Desafiando seus conhecimentos**.

Leia, analise e responda

Para desperdiçar biogás

Para entender a importância de um projeto de pesquisa, vamos analisar o caso de uma pesquisa realizada em 2015, no âmbito do projeto de pesquisa "Desperdiço de biogás em aterro sanitário", coordenado pelo professor Dr. Roberto de Almeida, do Departamento de Química, da Universidade Federal do Rio de Janeiro (UFRJ). O projeto teve como objetivo investigar a produção de biogás em aterros sanitários e a possibilidade de aproveitá-lo como fonte de energia.

O gás natural é constituído por metano (CH_4) e dióxido de carbono (CO_2). A composição volumétrica do gás natural é dada por:

$$\text{CH}_4 = 95\% \text{ e } \text{CO}_2 = 5\%$$

Considerando que o gás natural é constituído por metano e dióxido de carbono, podemos escrever a seguinte reação química:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Se considerarmos que o gás natural é constituído por metano e dióxido de carbono, podemos escrever a seguinte reação química:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Se considerarmos que o gás natural é constituído por metano e dióxido de carbono, podemos escrever a seguinte reação química:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Se considerarmos que o gás natural é constituído por metano e dióxido de carbono, podemos escrever a seguinte reação química:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Se considerarmos que o gás natural é constituído por metano e dióxido de carbono, podemos escrever a seguinte reação química:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Se considerarmos que o gás natural é constituído por metano e dióxido de carbono, podemos escrever a seguinte reação química:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Se considerarmos que o gás natural é constituído por metano e dióxido de carbono, podemos escrever a seguinte reação química:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Se considerarmos que o gás natural é constituído por metano e dióxido de carbono, podemos escrever a seguinte reação química:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

Se considerarmos que o gás natural é constituído por metano e dióxido de carbono, podemos escrever a seguinte reação química:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

» Com o intuito de ampliar os assuntos tratados em algumas unidades, a seção **Complemento** apresenta conceitos complementares aos trabalhados ao longo do capítulo, trazendo teorias e exercícios que possibilitam aprofundar seus conhecimentos em Química.

Conexão Biologia

Colóides e soluções no corpo humano

Os colóides e as soluções são misturas homogêneas de substâncias. No corpo humano, eles desempenham papéis fundamentais. Por exemplo, o sangue é uma suspensão de células e proteínas em um líquido. O leite é uma emulsão de gordura em água. A água é uma solução de oxigênio e nutrientes.

Os colóides são misturas homogêneas de substâncias. No corpo humano, eles desempenham papéis fundamentais. Por exemplo, o sangue é uma suspensão de células e proteínas em um líquido. O leite é uma emulsão de gordura em água. A água é uma solução de oxigênio e nutrientes.

Os colóides são misturas homogêneas de substâncias. No corpo humano, eles desempenham papéis fundamentais. Por exemplo, o sangue é uma suspensão de células e proteínas em um líquido. O leite é uma emulsão de gordura em água. A água é uma solução de oxigênio e nutrientes.

Atividade prática

Uma pilha simples

Esta atividade tem como objetivo demonstrar a construção de uma pilha simples e a medição da tensão elétrica gerada.

Materiais:

- 2 lâmpadas de 1,5 V
- 2 pilhas de 1,5 V
- 2 fios de cobre
- 2 fios de zinco
- 2 fios de alumínio

Procedimento:

- Conecte as lâmpadas em série com as pilhas.
- Observe a tensão elétrica gerada.
- Medida a tensão elétrica gerada.

Fundamentando seus conhecimentos

Desenvolvendo seus conhecimentos

Esta seção apresenta exercícios e problemas para aprofundar seus conhecimentos em Química.

1. Calcule a massa molar do H_2SO_4 .

2. Calcule a massa molar do NaOH .

3. Calcule a massa molar do CaCl_2 .

4. Calcule a massa molar do KNO_3 .

5. Calcule a massa molar do Fe_2O_3 .

Desafiando seus conhecimentos

Esta seção apresenta exercícios e problemas para desafiar seus conhecimentos em Química.

1. Calcule a massa molar do H_2SO_4 .

2. Calcule a massa molar do NaOH .

3. Calcule a massa molar do CaCl_2 .

4. Calcule a massa molar do KNO_3 .

5. Calcule a massa molar do Fe_2O_3 .

Complemento

Soluções, suspensões e colóides

Esta seção apresenta conceitos complementares aos trabalhados ao longo do capítulo, trazendo teorias e exercícios que possibilitam aprofundar seus conhecimentos em Química.

1. Calcule a massa molar do H_2SO_4 .

2. Calcule a massa molar do NaOH .

3. Calcule a massa molar do CaCl_2 .

4. Calcule a massa molar do KNO_3 .

5. Calcule a massa molar do Fe_2O_3 .

» A seção **Leia, analise e responda** é outro momento do livro que explora a interdisciplinaridade, com textos sucintos que enfatizam o caráter interdisciplinar da Química.

Sumário

Parte I – Geral

UNIDADE 1 – DISSOLUÇÃO	9
Capítulo 1 – Soluções.....	10
Capítulo 2 – Aspectos quantitativos das soluções.....	27
Capítulo 3 – Diluição de soluções.....	70
Capítulo 4 – Mistura de soluções.....	79
UNIDADE 2 – PROPRIEDADES COLIGATIVAS	107
Capítulo 5 – Algumas propriedades físicas das substâncias.....	108
Capítulo 6 – Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia.....	127
Capítulo 7 – Osmose e pressão osmótica.....	155
UNIDADE 3 – TERMOQUÍMICA	173
Capítulo 8 – Poder calorífico dos alimentos.....	174
Capítulo 9 – Termoquímica.....	186

Capítulo 10 – Equações termoquímicas.....	200
Capítulo 11 – Leis de Hess.....	223
UNIDADE 4 – OXIRREDUÇÃO	243
Capítulo 12 – Oxirredução.....	244
Capítulo 13 – Reações de oxirredução.....	255
Capítulo 14 – Balanceamento das equações de reações de oxirredução.....	266
UNIDADE 5 – ELETROQUÍMICA	285
Capítulo 15 – Pilhas.....	286
Capítulo 16 – Potencial das pilhas.....	299
Capítulo 17 – Espontaneidade de uma reação.....	320
Capítulo 18 – Corrosão e proteção de metais.....	330
Capítulo 19 – Pilhas comerciais e baterias.....	341

Parte II – Geral

UNIDADE 5 – ELETROQUÍMICA	285
Capítulo 20 – Eletrólise.....	371
Capítulo 21 – Aspectos quantitativos da eletrólise.....	387
Capítulo 22 – Oxirredução na obtenção de substâncias simples.....	406
UNIDADE 6 – CINÉTICA QUÍMICA	423
Capítulo 23 – Estudo da velocidade (rapidez) das reações.....	424
Capítulo 24 – Condições para a ocorrência de reações.....	438
Capítulo 25 – Fatores que influem na rapidez das reações.....	446
Capítulo 26 – Lei da velocidade.....	471
UNIDADE 7 – EQUILÍBRIOS QUÍMICOS MOLECULARES	491

Capítulo 27 – Processos reversíveis.....	492
Capítulo 28 – Deslocamento de equilíbrio.....	519
UNIDADE 8 – EQUILÍBRIO IÔNICO	543
Capítulo 29 – Constante de ionização (K_i).....	544
Capítulo 30 – Produto iônico da água e pH.....	565
Capítulo 31 – Hidrólise salina.....	594
Capítulo 32 – Constante do produto de solubilidade (K_s).....	622
UNIDADE 9 – RADIOATIVIDADE	637
Capítulo 33 – Estudo das radiações.....	638
Capítulo 34 – Cinética das desintegrações radioativas.....	661
Capítulo 35 – Algumas aplicações da radioatividade.....	673

Sumário – Parte I

UNIDADE 1 – DISSOLUÇÃO	9
Capítulo 1 – Soluções	10
Introdução.....	10
Tipos de solução.....	10
Conexão – Meio ambiente	13
Solubilidade e curvas de solubilidade.....	14
Capítulo 2 – Aspectos quantitativos das soluções	27
Preparo de soluções.....	27
Conexão – Corpo humano	29
Relações entre as quantidades de soluto, de solvente e de solução.....	30
Conexão – Saúde	32
Conexão – Meio ambiente	43
Conexão – Saúde	52
Complemento – Fração em quantidade de matéria ou fração molar (x) / Molalidade (W)	67
Capítulo 3 – Diluição de soluções	70
A diluição no cotidiano.....	70
A diluição em laboratório.....	71
Capítulo 4 – Mistura de soluções	79
Mistura de soluções com o mesmo solvente e o mesmo soluto.....	79
Mistura de soluções com o mesmo solvente e solutos diferentes.....	80
Mistura de soluções com ocorrência de reação química.....	86
Titulação.....	87
Conexão – Indústria	98
Complemento – Soluções, suspensões e coloides	99
Atividades práticas – I. Preparando coloides/ II. Efeito Tyndall	104
Conexão – Biologia	106
UNIDADE 2 – PROPRIEDADES COLIGATIVAS	107
Capítulo 5 – Algumas propriedades físicas das substâncias	108
Diagrama de fases de uma substância.....	108
Pressão máxima de vapor.....	114
Conexão – Alimentação	118
Conexão – Meio ambiente	125
Capítulo 6 – Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia	127
Tonoscopia ou tonometria.....	127
Ebulioscopia e crioscopia.....	136
Conexão – Biologia	139
Complemento – Aspectos quantitativos das propriedades coligativas	147
Atividades práticas – I. Estudando a temperatura de congelamento/II. Estudando a temperatura de ebulição	153
Capítulo 7 – Osmose e pressão osmótica	155
Pressão osmótica.....	157
Osmose reversa ou contraosmose.....	159
Conexão – Tecnologia	160
Conexão – Saúde	172
UNIDADE 3 – TERMOQUÍMICA	173
Capítulo 8 – Poder calorífico dos alimentos	174
Conexão – Saúde	175
Como medir a quantidade de calor.....	176
Conexão – Saúde	182
Leia, analise e responda – Conteúdo energético dos macronutrientes	184
Capítulo 9 – Termoquímica	186
Processos exotérmicos e endotérmicos.....	186
Relação entre quantidades de matéria e de calor.....	188
Entalpia.....	192
Capítulo 10 – Equações termoquímicas	200
Entalpia padrão.....	200
Equação termoquímica.....	201

Calor ou entalpia das reações químicas.....	202
Energia de ligação.....	213
Conexão – Meio ambiente	222
Capítulo 11 – Leis de Hess	223
Leia, analise e responda – País desperdiça biogás	232
Conexão – Biologia	233
Complemento – ΔH de neutralização e solução, entropia e energia livre	236
UNIDADE 4 – OXIRREDUÇÃO	243
Capítulo 12 – Oxirredução	244
Número de oxidação (Nox).....	247
Capítulo 13 – Reações de oxirredução	255
Agente redutor e agente oxidante.....	257
Reconhecimento de uma reação de oxirredução.....	259
Leia, analise e responda – Pouco calórico, tomate tem ação antioxidante	265
Capítulo 14 – Balanceamento das equações de reações de oxirredução	266
Conexão – Estética	269
Leia, analise e responda – Escurecimento da prata	275

Complemento – Casos particulares de oxirredução	276
UNIDADE 5 – ELETROQUÍMICA	285
Capítulo 15 – Pilhas	286
Pilhas e baterias.....	287
Conexão – Eletricidade	297
Capítulo 16 – Potencial das pilhas	299
Potencial de redução e oxidação.....	299
Potencial de uma pilha.....	299
Conexão – Odontologia	318
Atividade prática – Uma pilha incomum	319
Capítulo 17 – Espontaneidade de uma reação	320
Capítulo 18 – Corrosão e proteção de metais	330
Corrosão do ferro.....	331
Proteção contra a corrosão.....	332
Conexão – Saúde	340
Capítulo 19 – Pilhas comerciais e baterias	341
Pilhas comerciais.....	341
Conexão – Meio ambiente	344
Conexão – Tecnologia	346
Leia, analise e responda – Proteção catódica e proteção anódica	358
Gabarito da Parte I	359

Dissolução

A banda Titãs gravou uma canção chamada *Flores*. Um dos trechos dessa canção é “O soro tem gosto de lágrimas”. Qual órgão sensorial foi utilizado para fazer essa afirmação? A qual soro se referem? O soro e a lágrima são substâncias puras ou soluções? Caso você tenha respondido soluções, quais seriam pelo menos dois componentes presentes?

Por que o soro tem gosto de lágrima?

Chepko Dani Vitalevich/Shutterstock

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Conceito de solução
- Diferentes tipos de solução
- Curvas de solubilidade
- Diferentes formas de exprimir a concentração das soluções.
- Diluição e mistura de soluções.

Soluções

Introdução

Na natureza raramente encontramos substâncias puras. O mundo que nos cerca é constituído por sistemas formados por mais de uma substância: as misturas.

As misturas homogêneas são denominadas soluções.

Soluções: misturas de duas ou mais substâncias que apresentam aspecto uniforme.

Pelo exemplo da fotografia, podemos perceber que as soluções são sistemas homogêneos formados por uma ou mais substâncias dissolvidas (**solutos**) em outra substância, presente em maior proporção na mistura (**solvente**).

Nos laboratórios, nas indústrias e em nosso dia a dia, as soluções de sólidos em líquidos são as mais comuns. Um exemplo muito conhecido é o soro fisiológico (água + NaCl).

Nesses tipos de solução, a água é o solvente mais utilizado, sendo conhecida por **solvente universal**. Essas soluções são denominadas **soluções aquosas**.

Tipos de solução

Solução sólida

Os componentes desse tipo de solução, à temperatura ambiente, encontram-se no estado sólido. Essas soluções são denominadas **ligas**.

Veja alguns exemplos abaixo: uma estátua feita de bronze e um par de brincos confeccionados em ouro 18 quilates.

/// O bronze (utilizado na estatueta ao lado) é uma solução de estanho (Sn) dissolvida em cobre (Cu), e o ouro 18 quilates (utilizado nos brincos) é formado por uma mistura de 75% de ouro (Au) e 25% de outros metais, como o cobre.



SK Herd/Shutterstock



Claudine Van Massenhove/Shutterstock



Thinkstock/Getty Images

A água dos oceanos é uma solução líquida na qual encontramos vários sais dissolvidos, como o NaCl , o MgCl_2 e o MgSO_4 , além de vários gases, como o oxigênio (O_2).

O ar que envolve a Terra é uma solução formada, principalmente, pelos gases N_2 e O_2 .

Solução gasosa

Os componentes desse tipo de solução encontram-se no estado gasoso. Toda mistura de gases é uma solução.

A solução gasosa mais comum é o ar atmosférico, cujos principais componentes são nitrogênio (N_2) [78% do volume total], oxigênio (O_2) [21% do volume total], argônio (Ar) e gás carbônico (CO_2).

Solução líquida

Nesse tipo de solução, pelo menos um dos componentes deve estar no estado líquido. Quando pensamos em uma solução líquida, geralmente nos vem à mente uma substância sólida dissolvida em água. Essa ideia, porém, é restrita, uma vez que existem vários tipos de solução líquida.

Veja, a seguir, algumas delas.

Soluções formadas por gás e líquido

Em nosso cotidiano, encontramos soluções de gases dissolvidos em líquidos, como água mineral com gás, refrigerantes e bebidas gaseificadas em geral.

A solubilidade de gases em líquidos depende de três fatores: a pressão exercida sobre o gás, a temperatura do líquido e a reatividade do gás.

A seguir, vamos estudar esses fatores.

Influência da pressão

O efeito da pressão na solubilidade de gases, conhecido como lei de Henry, foi estudado pelo químico britânico William Henry (1775-1836).

Uma aplicação prática dessa propriedade se dá na fabricação de refrigerantes: o gás carbônico é injetado no líquido a uma pressão de aproximadamente 5,0 atm, bem superior à pressão atmosférica.

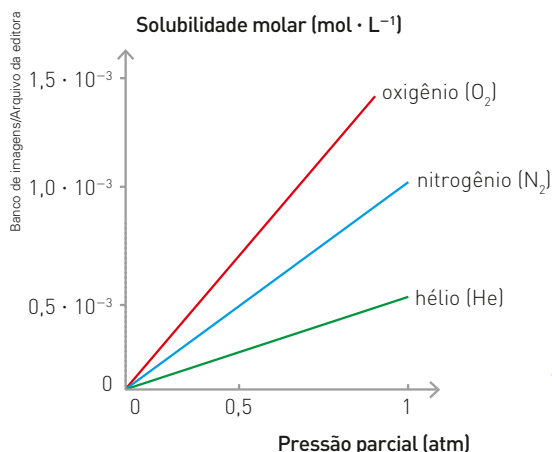
A lei de Henry pode ser representada pela expressão:

$$S = K_H \cdot P$$

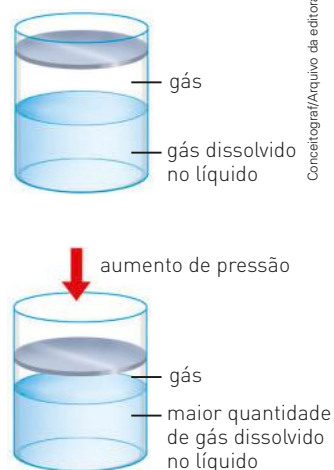
solubilidade constante de Henry pressão parcial do gás

Lei de Henry: a solubilidade de um gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão do gás sobre o líquido.

A constante de Henry depende do gás, da temperatura e do solvente.



// A solubilidade de um gás é proporcional à pressão parcial.



// À medida que aumentamos a pressão sobre o gás, um número maior de moléculas desse gás se dissolve no líquido.



// Quando abrimos uma lata de refrigerante, o gás carbônico, que foi introduzido a uma pressão maior que a atmosférica, tende a escapar para o meio ambiente, formando bolhas. Na ilustração, fora de escala e em cores fantasia, cada esfera representa uma molécula de gás carbônico.

Influência da temperatura

A solubilidade de um gás em um líquido é inversamente proporcional à sua temperatura, isto é, quanto maior a temperatura, menor a solubilidade do gás.

Isso pode ser percebido quando colocamos em dois copos refrigerantes iguais que estão em temperaturas diferentes, como mostrado abaixo.



// Quanto maior a temperatura do refrigerante, menor a solubilidade do gás. Por isso, forma-se grande quantidade de bolhas no copo à direita, cuja bebida foi mantida à temperatura ambiente.

Influência da reatividade

Para um mesmo solvente, sob mesma pressão e temperatura, gases diferentes apresentam solubilidades diferentes.

Os gases que reagem com o líquido apresentam solubilidade maior do que aqueles que não reagem. Veja alguns exemplos da solubilidade de gases a 0 °C e 1,0 atm em 1 litro de água:

Gás	Solubilidade (litros do gás em 1,0 L de H ₂ O)	Reatividade
N ₂	0,020	Não reage.
O ₂	0,040	Não reage.
CO ₂	1,7	CO ₂ (g) + H ₂ O (ℓ) ⇌ H ₂ CO ₃ (aq)
Cl ₂	8,1	Cl ₂ (g) + H ₂ O (ℓ) ⇌ HCl (aq) + HClO (aq)
SO ₂	80	SO ₂ (g) + H ₂ O (ℓ) ⇌ H ₂ SO ₃ (aq)
NH ₃	1130	NH ₃ (g) + H ₂ O (ℓ) ⇌ NH ₄ OH (aq)

Solubilidade do gás oxigênio na água

Os peixes absorvem o gás oxigênio (O_2) dissolvido na água. Em um aquário, podemos manter a quantidade de oxigênio adequada à sobrevivência deles borbulhando ar e controlando a temperatura do sistema.

Na natureza, a quantidade adequada de O_2 é providenciada pelo próprio ambiente. No entanto, o descaso e o não tratamento das águas utilizadas, tanto nas indústrias como em nossas casas, são responsáveis pela introdução de grandes quantidades de resíduos em rios e lagos. Esses resíduos podem reagir com o gás oxigênio ou favorecer o desenvolvimento de bactérias aeróbias, que provocam a diminuição da quantidade de oxigênio na água, o que pode causar a mortandade de peixes.

Uma das maneiras de abrandar a ação desses poluentes consiste em manter a água desses rios e lagos sob constante e intensa agitação. Dessa maneira, obtém-se maior contato da água com o ar e, conseqüentemente, maior oxigenação dessa água, possibilitando a respiração de peixes e outros seres vivos.

Esse método de aeração da água também pode ser utilizado para amenizar os estragos causados pelo despejo de líquidos aquecidos em rios e lagos, pois o aumento da temperatura da água também provoca a diminuição do oxigênio nela dissolvido.



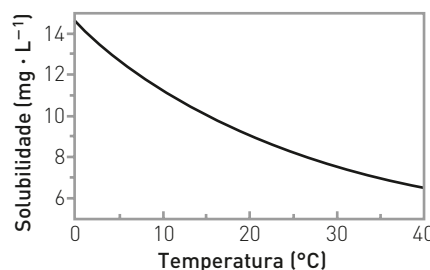
Piya Sarnuwan/AlamyFotoarena

// Turbina de água para aeração de lago.

Reflita

1. A mistura de gás oxigênio e água pode ser classificada como:
 - a) mistura heterogênea líquida.
 - b) solução gasosa.
 - ☒ c) solução líquida.
 - d) mistura heterogênea sólida.
 - e) mistura homogênea gasosa.
2. Analise o gráfico ao lado e responda ao que se pede. A $15^\circ C$, qual é o número de mol de gás oxigênio dissolvido em 2 litros de água? Justifique sua resposta.

Dado: MM do elemento oxigênio = 16 g/mol.



Banco de imagens/Arquivo da editora

3. Além de interferir na concentração de gás oxigênio no meio aquático, a poluição afeta também a entrada de luz, prejudicando o fitoplâncton, uma imensa "floresta" marinha composta de plantas microscópicas. Embora também seja afetado pela poluição das águas, o zooplâncton, diferentemente do fitoplâncton, não depende da luz no meio aquático, pois é composto de minúsculos organismos heterótrofos que vivem nos mares, rios ou lagos, como pequenos crustáceos, moluscos, entre outros.
Considerando a existência, no mar, de fitoplânctons, zooplânctons, peixes pequenos, médios e grandes, e ainda a existência do ser humano, que se alimenta desses peixes, esquematize uma possível cadeia alimentar marinha com os organismos citados e explique como a ausência de luz afeta essa cadeia.
4. Pesquise na biblioteca de sua escola ou cidade, na internet ou nas prefeituras o número de parques com lagos na capital de seu estado. Procure saber se é feito algum tipo de tratamento da água desses lagos.



Será que é conveniente controlar a temperatura da água do aquário? Por quê?



Fotos: Tony Stock/Shutterstock

Soluções formadas por líquidos

Em nosso cotidiano, encontramos muitas soluções contendo líquidos dissolvidos em líquidos. Veja dois exemplos:

- a água oxigenada é uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e água;
- o álcool comercializado em farmácias, supermercados ou mesmo em postos de combustíveis é uma solução formada por álcool etílico e água.

Soluções formadas por sólidos e líquidos

Nos laboratórios, nas indústrias e em nosso dia a dia, as soluções de sólidos em líquidos são as mais comuns.

Solubilidade e curvas de solubilidade

Ao preparar uma solução, isto é, ao dissolver um soluto em determinado solvente, as moléculas ou os íons do soluto separam-se, permanecendo dispersos no solvente.

Podemos estabelecer uma relação entre diferentes solutos e as características de suas soluções aquosas por meio de experimentos bem simples, feitos à mesma temperatura. Observe as situações abaixo.

A

50 g de sacarose
($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)

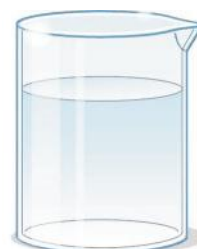


+



100 mL de H_2O (20 °C)
ou 100 g de H_2O

=



Ilustrações: Hélio Senatore/
Arquivo da editora

B

50 g de cloreto de
sódio (NaCl)

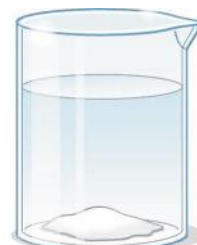


+



100 mL de H_2O (20 °C)
ou 100 g de H_2O

=



14 g de corpo de chão
(NaCl(s))

Ao compararmos as soluções resultantes em A e B, notamos que o sal é menos solúvel que o açúcar e, partindo desse fato, podemos generalizar:

- substâncias diferentes dissolvem-se em quantidades diferentes, em uma mesma quantidade de solvente, à mesma temperatura;
- a quantidade máxima de sal (NaCl) que se dissolve em 100 g de H_2O a 20 °C é 36 g (50 g – 14 g). Essa solução é denominada solução saturada.

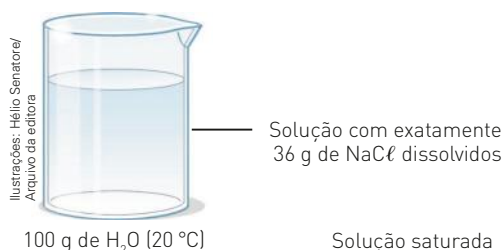
Solução saturada: solução que contém a máxima quantidade de soluto em dada quantidade de solvente, a determinada temperatura; a relação entre a quantidade máxima de soluto e a quantidade de solvente é denominada **coeficiente de solubilidade**.

Fotos: Rita Barreto/Fotoarena

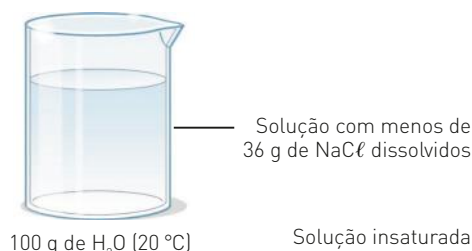
// Tanto no soro fisiológico como na água sanitária, o solvente é a água, e os sólidos dissolvidos nessas soluções são, respectivamente, cloreto de sódio (NaCl) e hipoclorito de sódio (NaClO).

Logo, o coeficiente de solubilidade do NaCl obtido nas condições da situação B é:

36 g de NaCl /100 g de água a 20 °C



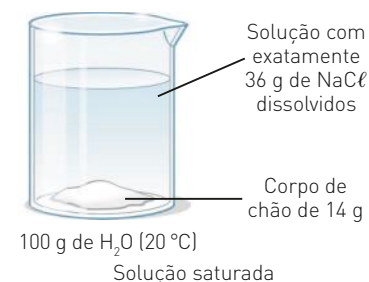
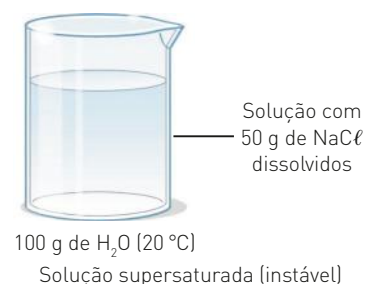
Uma solução com quantidade de soluto inferior ao coeficiente de solubilidade é denominada **solução não saturada** ou **insaturada**.



Se submetermos a aquecimento, sob agitação, o sistema formado por 100 mL de água ao qual se adicionam 50 g de cloreto de sódio (NaCl), conseguiremos dissolver o sal totalmente. Deixando o novo sistema esfriar, em repouso absoluto, até a temperatura inicial (20 °C), teremos uma solução que contém maior quantidade de soluto (50 g) que a respectiva solução saturada (36 g). Essa solução é denominada **supersaturada** e é muito instável.

Agitando-a ou adicionando-se a ela um pequeno cristal de soluto, ocorrerá a precipitação de 14 g do sal, que é exatamente a quantidade dissolvida acima da possível para saturação (36 g).

A sequência de imagens a seguir nos mostra este tipo de precipitação, envolvendo uma solução de acetato de sódio (CH_3COONa).



// A precipitação, ou seja, a formação de cristais do soluto em excesso pela adição de um cristal (gêrmen de cristalização) é visualmente muito interessante quando trabalhamos com uma solução supersaturada de acetato de sódio.



Ao adicionarmos um pequeno cristal à solução supersaturada de acetato de sódio, surgem cristais em formato de agulhas. Esse processo continua até que todo o soluto em excesso se cristalice.

Pelas situações já estudadas, pode-se perceber que a solubilidade de uma substância em uma massa fixa de solvente depende da temperatura. Em função desse fato, podem-se construir tabelas que relacionam a solubilidade de uma substância em diferentes temperaturas.

A tabela a seguir mostra a solubilidade do cloreto de amônio (NH_4Cl) em 100 g de água em diferentes temperaturas.

Variação de solubilidade do cloreto de amônio em água	
Temperatura (°C)	Massa de NH_4Cl (em g/100 g de H_2O)
20	37,2
40	45,8
60	55,2
80	65,6

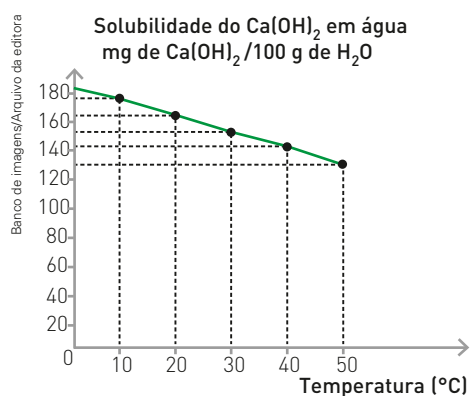
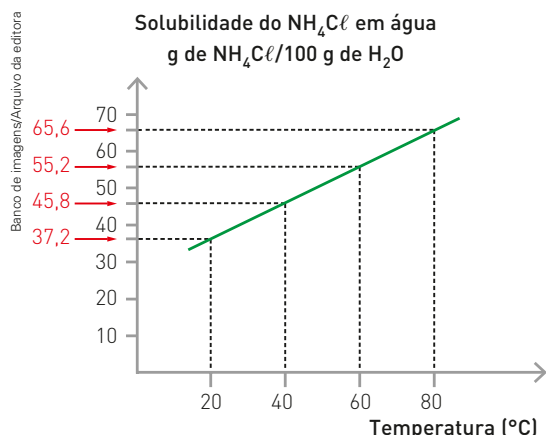
A maneira mais adequada de interpretar os dados fornecidos pela tabela é a seguinte:

- a 20 °C, a quantidade máxima (solubilidade) de NH_4Cl que se dissolve em 100 g de água é 37,2 g, originando uma solução saturada;
- a 80 °C, a quantidade máxima (solubilidade) de NH_4Cl que se dissolve em 100 g de água é 65,6 g, originando uma solução saturada.

A partir dos dados da tabela, pode-se construir um diagrama que relaciona a solubilidade do NH_4Cl em 100 g de água a diferentes temperaturas.

Note que a solubilidade do NH_4Cl aumenta com a elevação da temperatura (curva ascendente), dissolução endotérmica, fato que se verifica com a maioria das substâncias não voláteis.

Porém, existem substâncias sólidas que, ao serem dissolvidas em água, têm a sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura, dissolução exotérmica. Um exemplo desse comportamento é a variação da solubilidade do hidróxido de cálcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$ (s)] em água, mostrada no gráfico e na tabela abaixo.



Variação da solubilidade do hidróxido de cálcio em água	
Temperatura (°C)	Massa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (em mg/100 g de H_2O)
0	185
10	176
20	165
30	153
40	141
50	128

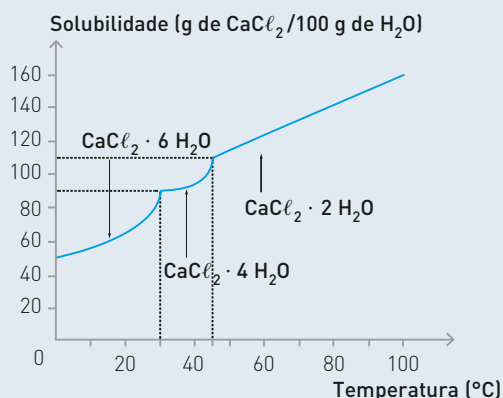
Substâncias sólidas, como o hidróxido de cálcio, cujas solubilidades diminuem com a elevação da temperatura, apresentam uma curva de solubilidade descendente.

Convém ressaltar que, como substâncias diferentes apresentam solubilidades diferentes, essa propriedade pode ser utilizada para separar os componentes de uma solução contendo solutos diferentes. Esse processo é denominado **crystalização fracionada**.

A solubilidade de sais hidratados ($\text{sal} \cdot x \text{H}_2\text{O}$)

Alguns sais apresentam, em sua constituição, determinado número de moléculas de água agregadas, denominadas **águas de cristalização**.

Um exemplo é o cloreto de cálcio hexa-hidratado ($\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$), que, quando dissolvido em água, sofre uma alteração no número de moléculas de água de cristalização, à medida que aumenta a temperatura. Isso acarreta uma alteração na sua solubilidade, ocasionando a formação de pontos de inflexão na curva de solubilidade, o que pode ser observado pelo gráfico ao lado.



Exercícios resolvidos

1. (UnB-DF) Examine a tabela abaixo, com dados sobre a solubilidade da sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), do sulfato de sódio (Na_2SO_4) e do clorato de potássio (KClO_3) em água, a duas temperaturas diferentes, e julgue os itens seguintes:

Substância	Solubilidade em água (g/L)	
	40 °C	60 °C
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	2381	2873
Na_2SO_4	488	453
KClO_3	12	22

- (0) A solubilidade de uma substância em determinado solvente independe da temperatura.
 (1) Uma solução aquosa de sulfato de sódio, de concentração 488 g/L, deixa de ser saturada quando aquecida a 60 °C.
 (2) A uma dada temperatura, a quantidade limite de um soluto que se dissolve em determinado volume de solvente é conhecida como solubilidade.
 (3) Nem todas as substâncias são mais solúveis a quente.

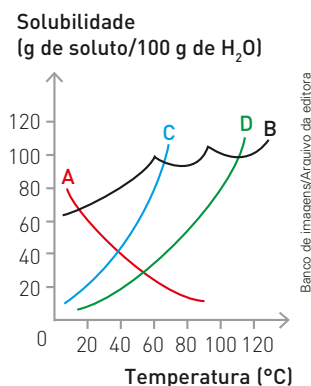
Quais desses itens são corretos?

Solução

- Item (0) – Esse item está errado, pois, de acordo com a tabela, para todas as substâncias mencionadas, uma mudança de temperatura acarretará uma alteração na solubilidade.
- Item (1) – Esse item está errado, pois quando uma solução de Na_2SO_4 , que contém 488 g/L, atingir a temperatura de 60 °C, ela conterá 453 g/L e será saturada, apresentando um corpo de chão de 35 g de Na_2SO_4 (s).

- Item (2) – Esse item está correto, podendo ser considerado a própria definição de solubilidade.
- Item (3) – Esse item está correto, conforme podemos observar analisando as solubilidades do Na_2SO_4 presentes na tabela.

2. O gráfico abaixo representa as curvas de solubilidade das substâncias A, B, C e D. Com base no diagrama, responda:



- Qual das substâncias tem a sua solubilidade diminuída com a elevação da temperatura?
- Qual é a máxima quantidade de A que conseguimos dissolver em 100 g de H_2O a 20 °C?
- Considerando-se apenas as substâncias C e D, qual delas é a mais solúvel em água?
- Considerando-se apenas as substâncias A e C, qual delas é a mais solúvel em água?
- Qual das curvas de solubilidade representa a dissolução de um sal hidratado?
- Qual é a massa de D que satura 500 g de água a 100 °C? Indique a massa da solução obtida (massa do soluto + massa do solvente).

- g) Uma solução saturada de C com 100 g de água, preparada a 60 °C, é resfriada até 20 °C. Determine a massa de C que irá precipitar, formando o corpo de fundo a 20 °C.

Solução

- a) A única curva descendente é a da substância A, o que indica que a sua solubilidade diminui com a elevação da temperatura.
- b) Observando o gráfico, percebemos que a 20 °C conseguimos dissolver 60 g de A em 100 g de água, sendo esse o seu coeficiente de solubilidade.
- c) Em qualquer temperatura, a substância C é a mais solúvel (a curva de C está sempre acima da curva de D).
- d) As curvas de A e C se cruzam aproximadamente em 40 °C, indicando que, nessa temperatura, essas substâncias apresentam a mesma solubilidade. Para temperaturas inferiores a 40 °C, a solubilidade de A é maior que a de C; enquanto em temperaturas superiores a 40 °C, a solubilidade de C é maior que a de A.
- e) A curva B é a única com pontos de inflexão, o que caracteriza a dissolução de um sal hidratado.
- f) O coeficiente de solubilidade de D a 100 °C é:

$$\begin{array}{l} 80 \text{ g de D } \xrightarrow{\text{saturam}} 100 \text{ g de H}_2\text{O} \\ x \text{ ————— } 500 \text{ g de H}_2\text{O} \\ x = 400 \text{ g de D} \end{array}$$

Essa solução contém 500 g de H₂O e 400 g de D; portanto, sua massa é igual 900 g.

- g) A 60 °C, conseguimos dissolver 80 g de C em 100 g de H₂O, enquanto a 20 °C a quantidade máxima de C dissolvida em 100 g de H₂O é 20 g. Portanto, se resfriarmos uma solução saturada de C a 60 °C até 20 °C em 100 g de água, ocorrerá uma precipitação de 60 g de C.
3. (Uema) Um aluno do ensino médio, ao utilizar argumento criativo para classificar uma solução com base em seu coeficiente de solubilidade, apresentou a seguinte resposta:

“Solução insaturada – limonada com pouco açúcar.

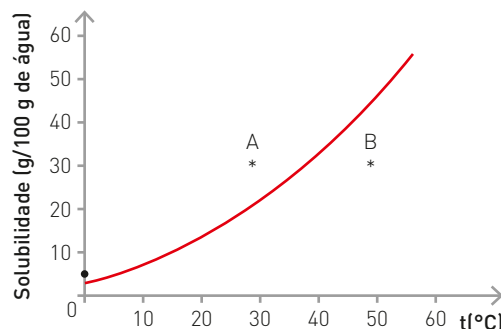
Solução saturada – açúcar na medida certa, sente-se um suco de limão adocicado.

Solução supersaturada – uma limonada em que não se sente mais o gosto do limão, só do açúcar”.

A professora explicou que o coeficiente de solubilidade varia de acordo com o soluto, com a quantidade de solvente e com a temperatura em que se encontra a solução, fazendo uso do gráfico

abaixo, cuja curva mostra a quantidade máxima de soluto dissolvido para uma dada temperatura.

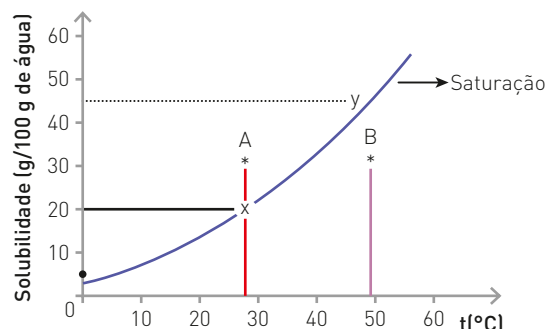
Fonte: Disponível em: <<https://br.answers.yahoo.com/question/index?qid=20090217092126AAVruYV>>. Acesso em: 18 set. 2014.



Análise o gráfico utilizado pela professora e explique, com base no conceito do aluno, as situações representadas pelas soluções A e B. Justifique cada situação.

Solução

Observando o gráfico, você deve entender que qualquer ponto sobre a curva de saturação indicará a quantidade de soluto que satura 100 g de água numa dada temperatura.



No ponto x, a aproximadamente 30 °C, 20 g de soluto saturam 100 g de água.

Na mesma temperatura, o ponto A indica uma quantidade de soluto dissolvida superior a 20 g, (aproximadamente 30 g), isto é, uma quantidade superior à saturação, logo temos uma solução supersaturada.

No ponto y, a aproximadamente 50 °C, 45 g de soluto saturam 100 g de água.

Na mesma temperatura, o ponto B indica uma quantidade de soluto dissolvida inferior a 45 g, (aproximadamente 30 g), isto é, uma quantidade inferior à saturação, logo temos uma solução insaturada.

A partir do gráfico, conclui-se que A equivale à solução supersaturada (temperatura próxima aos 30 °C) “Uma limonada em que não se sente mais o gosto do limão, só do açúcar”. B equivale à solução insaturada (temperatura próxima aos 50 °C) “Limonada com pouco açúcar”.

Fundamentando seus conhecimentos

1. Existem algumas espécies de peixes que, para respirar, necessitam de maior concentração de gás oxigênio dissolvido na água. Explique por que os salmões são peixes típicos de regiões frias.

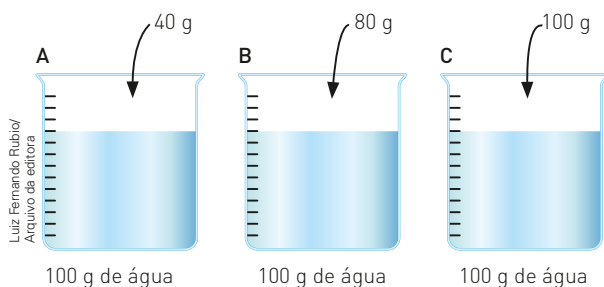
Considere as informações a seguir e responda às questões **2** e **3**.

O brometo de potássio apresenta a seguinte tabela de solubilidade:

Temperatura (°C)	30	50	70
g de brometo de potássio/100 g de água	70	80	90

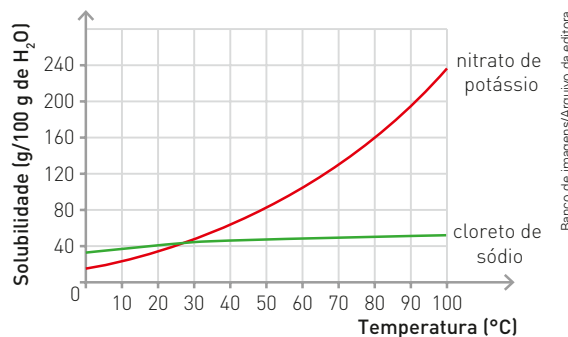
2. Qual é a massa de brometo de potássio necessária para saturar:
- 100 g de água a 50 °C?
 - 200 g de água a 70 °C?
3. Uma solução foi preparada, a 30 °C, dissolvendo-se 40 g de brometo de potássio em 100 g de água. Essa solução é saturada?

Analise o preparo de três soluções de brometo de potássio, a seguir, a 50 °C, e responda às questões **4** a **6**.



4. Classifique em saturada ou não saturada cada solução analisada (A, B e C).
5. Apenas uma das soluções está saturada e apresenta corpo de fundo. Identifique-a e calcule a massa desse corpo de fundo.
6. Qual das três soluções encontra-se mais diluída (menos concentrada)?

Observe o diagrama a seguir, que mostra a solubilidade de duas substâncias, e responda às questões **7** a **12**.



7. Qual substância é mais solúvel a 10 °C?
8. Qual substância é mais solúvel a 60 °C?
9. Qual quantidade de cloreto de sódio devemos adicionar a 100 g de água a 30 °C para obter uma solução saturada?
10. Uma solução contendo 10 g de nitrato de potássio em 100 g de água a 40 °C é saturada ou não saturada? Justifique sua resposta.
11. Explique como a temperatura influi na solubilidade do nitrato de potássio.
12. O que acontece com a quantidade do corpo de fundo de uma solução saturada de nitrato de potássio quando submetida a um aquecimento? Justifique sua resposta.

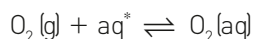
Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Unicamp-SP) “Os peixes estão morrendo porque a água do rio está sem oxigênio, mas nos trechos de maior correnteza a quantidade de oxigênio aumenta.” Ao ouvir essa informação de um técnico do meio ambiente, um estudante que passava pela margem do rio ficou confuso e fez a seguinte reflexão: “Estou vendo a água no rio e sei que a água contém, em suas

moléculas, oxigênio; então como pode ter acabado o oxigênio do rio?”.

- Escreva a fórmula das substâncias mencionadas pelo técnico.
 - Qual é a confusão cometida pelo estudante em sua reflexão?
2. O processo de dissolução do oxigênio do ar na água é fundamental para a existência de seres

vivos que habitam os oceanos, rios e lagos. Esse processo pode ser representado pela equação:



aq^* = quantidade muito grande de água

Algumas espécies de peixe necessitam, para sobrevivência, de taxas relativamente altas de oxigênio dissolvido na água. Peixes com essas exigências teriam maiores chances de sobrevivência:

- ☒ I. em um lago de águas a 10 °C do que em um lago a 25 °C, ambos à mesma altitude.
 - II. em um lago no alto da cordilheira dos Andes do que em um lago situado na base da cordilheira, desde que a temperatura da água fosse a mesma.
 - III. em lagos cujas águas tivessem qualquer temperatura, desde que a altitude fosse elevada.
- Qual(is) afirmação(ões) é(são) *correta(s)*?

3. (Furg-RS)

Um refrigerante contém água, gás carbônico, corantes, ácidos e diversas substâncias responsáveis pela aparência e pelo sabor. As pessoas costumam colocar uma colher no gargalo da garrafa com a intenção de evitar a perda de gás. Será que isso evita mesmo a perda de gás? José Atílio Vanin, do Instituto de Química da USP, responde: “Não evita!”.

Ele explica: “O gás do refrigerante é o gás carbônico. A 30 °C é possível dissolver cerca de 0,6 L desse gás em um litro de água pura; a 10 °C dissolve-se 1,2 L do gás por litro d’água; e 1,7 L a 0 °C. Assim, o que evita a perda do gás é o ato de colocar o refrigerante na geladeira. Não existe nenhum efeito físico-químico de superfície ligado à colher.”

(Adaptado do livro *Interações e transformações I*. GEPEQ/IQ-USP, 1998. p. 56.)

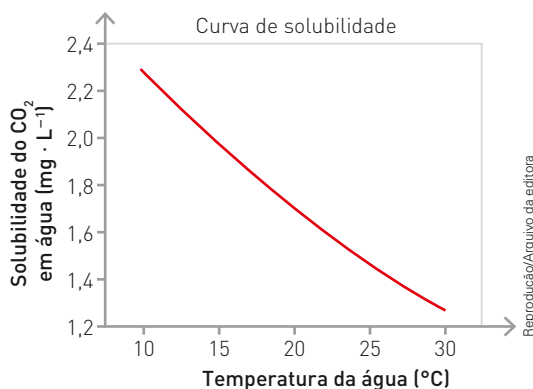
A compreensão do texto anterior, em suas informações e significados do ponto de vista da Química, permite afirmar que:

- I. o refrigerante é, na verdade, uma solução aquosa resultante da mistura de várias substâncias.
- II. a introdução da colher no gargalo oferece uma superfície lisa que resiste à fuga do gás, aprisionando-o.
- III. fora da geladeira, quanto mais baixa a temperatura menor a perda do gás carbônico pelo gargalo da garrafa do refrigerante.

Das afirmativas, somente está(ão) correta(s):

- a) I e II.
- b) II.
- c) III.
- d) I.
- ☒ e) I e III.

4. (UCS-RS) Os refrigerantes possuem dióxido de carbono dissolvido em água, de acordo com a equação química e a curva de solubilidade representadas abaixo.



No processo de fabricação dos refrigerantes,

- a) o aumento da temperatura da água facilita a dissolução do CO₂ (g) na bebida.
- ☒ b) a diminuição da temperatura da água facilita a dissolução do CO₂ (g) na bebida.
- c) a diminuição da concentração de CO₂ (g) facilita sua dissolução na bebida.
- d) a dissolução do CO₂ (g) na bebida não é afetada pela temperatura da água.
- e) o ideal seria utilizar a temperatura da água em 25 °C, pois a solubilidade do CO₂ (g) é máxima.

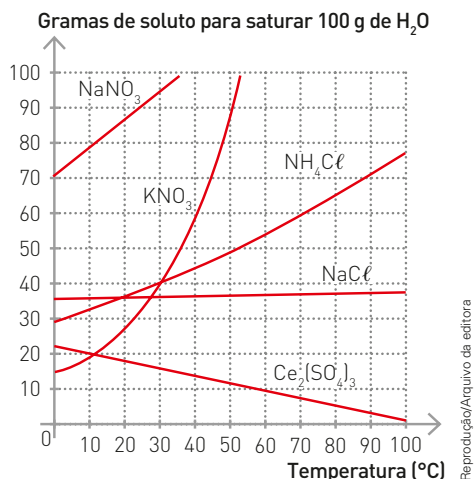
5. (UFRGS-RS) Um estudante analisou três soluções aquosas de cloreto de sódio, adicionando 0,5 g deste mesmo sal em cada uma delas. Após deixar as soluções em repouso em recipientes fechados, ele observou a eventual presença de precipitado e filtrou as soluções, obtendo as massas de precipitado mostradas no quadro abaixo.

Solução	Precipitado
1	Nenhum
2	0,5 g
3	0,8 g

O estudante concluiu que as soluções originais 1, 2 e 3 eram, respectivamente,

- a) não saturada, não saturada e saturada.
- ☒ b) não saturada, saturada e supersaturada.
- c) saturada, não saturada e saturada.
- d) saturada, saturada e supersaturada.
- e) supersaturada, supersaturada e saturada.

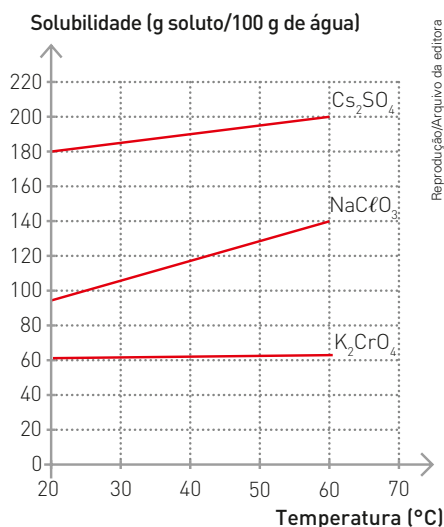
6. (PUC-MG) Considere o gráfico de solubilidade de vários sais em água, em função da temperatura.



Baseando-se no gráfico e nos conhecimentos sobre soluções, é *incorreto* afirmar que:

- a solubilidade do $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ diminui com o aumento da temperatura.
- o sal nitrato de sódio é o mais solúvel a 20 °C.
- a massa de 80 g de nitrato de potássio satura 200 g de água a 30 °C.
- ☒ dissolvendo-se 60 g de NH_4Cl em 100 g de água, a 60 °C, obtém-se uma solução insaturada.

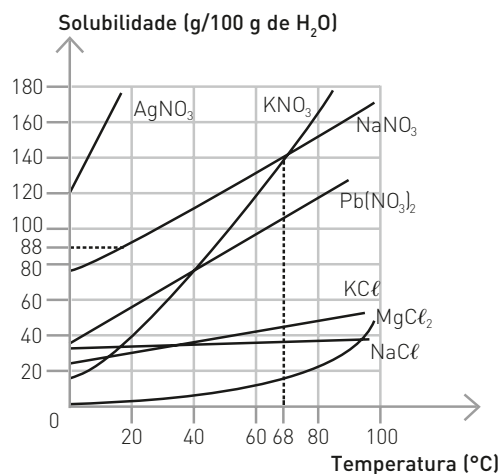
7. (PUC-RJ) Observe o gráfico.



A quantidade de clorato de sódio capaz de atingir a saturação em 500 g de água na temperatura de 60 °C, em gramas, é aproximadamente igual a:

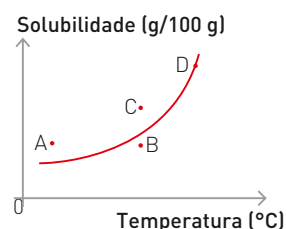
- 70.
- 140.
- 210.
- 480.
- ☒ 700.

O gráfico a seguir representa as curvas de solubilidade de várias substâncias. Com base nele, responda às questões 8 a 12.



- Considerando apenas as substâncias NaNO_3 e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, qual delas é a mais solúvel em água, a qualquer temperatura?
- Aproximadamente em qual temperatura a solubilidade do KCl e a do NaCl são iguais?
- Qual das substâncias apresenta maior aumento de solubilidade com o aumento da temperatura?
- Compare as solubilidades das substâncias KNO_3 e NaNO_3 a 68 °C, abaixo e acima dessa temperatura.
- Qual a massa de uma solução saturada de NaNO_3 a 20 °C obtida a partir de 500 g de H_2O ?

13. (UFRRJ) A curva do gráfico ao lado mostra a solubilidade de um certo soluto em água. Responda às perguntas a seguir, justificando sua resposta.



- Qual ou quais dos pontos do gráfico representa(m) uma solução saturada homogênea?
- Indique em que pontos do gráfico existem soluções saturadas heterogêneas.
- Através do conceito de solução insaturada, aponte no gráfico o(s) ponto(s) onde essa situação ocorre.
- Que procedimentos podem ser utilizados para precipitar (cristalizar) parte do soluto da solução D, sem alterar as quantidades do solvente e do soluto da referida solução?

Desafiando seus conhecimentos

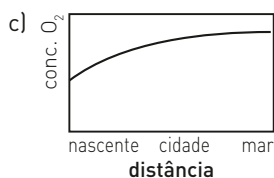
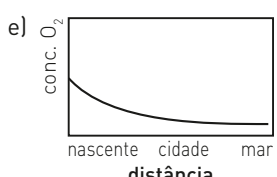
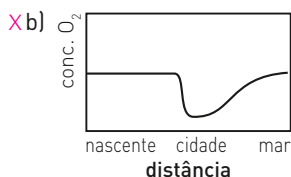
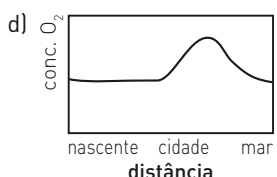
1. (Fuvest-SP) Descargas industriais de água pura aquecida podem provocar a morte de peixes em rios e lagos porque causam:

- a) o aumento do nitrogênio dissolvido.
- b) o aumento do gás carbônico dissolvido.
- c) a diminuição do hidrogênio dissolvido.
- ☒ d) a diminuição do oxigênio dissolvido.
- e) a alteração do pH do meio aquático.

Obs.: o pH nos indica a acidez ou a basicidade de um meio aquoso.

2. (Fuvest-SP) Um rio nasce numa região não poluída, atravessa uma cidade com atividades industriais, das quais recebe esgoto e outros efluentes, e desemboca no mar após percorrer regiões não poluidoras. Qual dos gráficos a seguir mostra o que acontece com a concentração de oxigênio (O_2) dissolvido na água, em função da distância percorrida desde a nascente?

Considere que o teor de oxigênio no ar e a temperatura sejam praticamente constantes em todo o percurso.



3. Pela lei de Henry, a solubilidade de um gás é diretamente proporcional à sua pressão parcial a dada temperatura, o que pode ser expresso por:

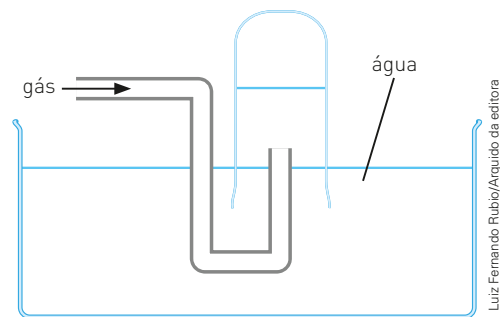
$$\text{solubilidade} = \text{constante} \cdot \text{pressão parcial}$$

$$S = K_H \cdot P$$

Em um lago localizado a uma altitude de 3 000 m, a pressão parcial do gás oxigênio é de 0,13 atm. Calcule a solubilidade desse gás a 20 °C.

Dado: K_H oxigênio a 20 °C = $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{atm}^{-1}$

4. O esquema a seguir mostra uma aparelhagem utilizada para o recolhimento de gás.



Luiz Fernando Flávio/Arquivo da editora

Essa aparelhagem não é a mais adequada para o recolhimento de todos os gases. Considere que ela seja utilizada para recolher os seguintes gases: metano (CH_4), amônia (NH_3) e cloro (Cl_2).

Gás	Massa molar (g/mol)	Solubilidade em água
metano	16	desprezível
amônia	17	alta
cloro	71	alta

Para qual(is) desses gases essa aparelhagem é a mais adequada? Justifique sua resposta.

5. (Cefet-MG) Sobre soluções, pode-se afirmar que
- I. as supersaturadas são formadas por soluto, solvente e corpo de fundo.
 - II. as líquidas são obtidas somente quando solvente e soluto se encontram no estado líquido.
 - III. as gasosas formam-se somente quando solvente e soluto estão no estado gasoso.
 - IV. as diluídas possuem a quantidade de soluto muito inferior ao grau de saturação do mesmo.
 - V. as iônicas são sistemas homogêneos cujos solutos correspondem a substâncias que se comportam como eletrólitos.

São corretas apenas as afirmativas:

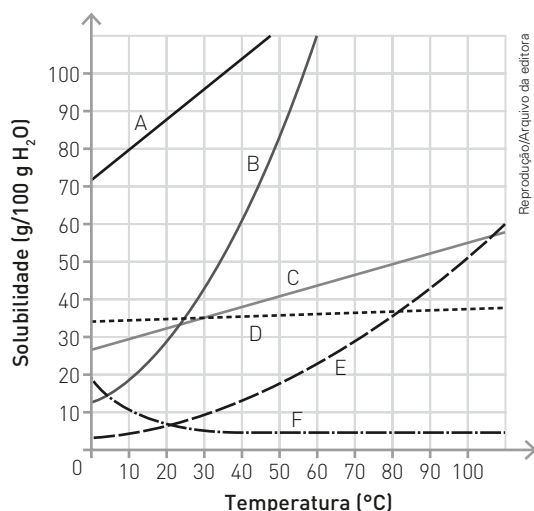
- a) I, II e III.
- b) I, II e IV.
- c) I, III e V.
- d) II, IV e V.
- ☒ e) III, IV e V.

6. (PUC-MG) Determinadas substâncias são capazes de formar misturas homogêneas com outras substâncias. A substância que está em maior quantidade é denominada solvente e a que se encontra em menor quantidade é denominada soluto. O cloreto de sódio ($NaCl$) forma solução

homogênea com a água, em que é possível solubilizar, a 20 °C, 36 g de NaCl em 100 g de água. De posse dessas informações, uma solução em que 545 g de NaCl estão dissolvidos em 1,5 L de água a 20 °C sem corpo de fundo, é:

- a) insaturada. x c) supersaturada.
b) concentrada. d) diluída.

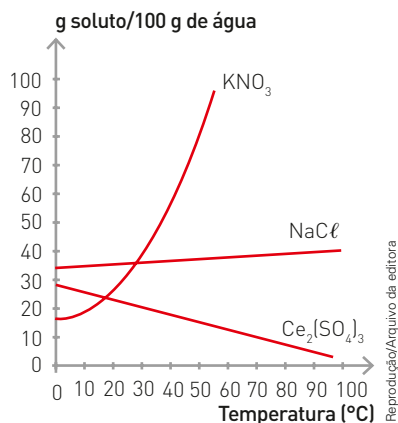
7. (Unicid-SP) O gráfico apresenta as solubilidades dos sais A, B, C, D, E e F em função da temperatura.



- a) Indique o sal cuja solubilidade em água é menos afetada pelo aumento de temperatura.
b) Considere uma solução preparada com 33 g do sal B em 50 g de água, a 40 °C. A mistura resultante apresenta corpo de fundo? Justifique sua resposta.

8. (UFMS) Considere as massas atômicas fornecidas e o gráfico solubilidade X temperatura a seguir.

Elemento	O	Na	S	Cl	Ce
Massa atômica	16	23	32	35	140

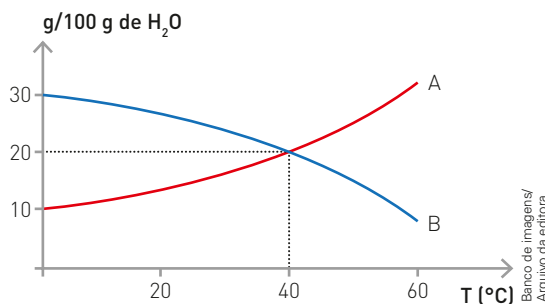


Com base nas informações, é correto afirmar:

- 01) O aumento da temperatura faz com que a solubilidade de todos os sais aumente.
02) A 20 °C, uma solução preparada com 10 g de KNO₃ em 100 g de H₂O é insaturada.
04) A 10 °C, o NaCl é mais solúvel que o KNO₃.
08) A 90 °C, é possível dissolver 1 mol de NaCl em 100 g de água.
16) A 70 °C, uma mistura de 30 g de Ce₂(SO₄)₃ e 100 g de H₂O é heterogênea.

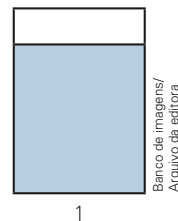
Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas. 02 + 04 + 16 = 22

9. Observe o diagrama a seguir e responda.

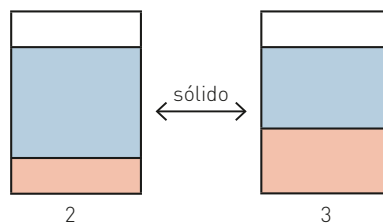


Se todo soluto está dissolvido na ilustração 1, como o aquecimento ou o resfriamento da solução causam cada uma das seguintes mudanças:

- a) 2 para 3 (substância B)?
b) 2 para 1 (substância A)?



1



2

3

10. (Unifesp) A lactose, principal açúcar do leite da maioria dos mamíferos, pode ser obtida a partir do leite de vaca por uma sequência de processos. A fase final envolve a purificação por recristalização em água. Suponha que, para essa purificação, 100 kg de lactose foram tratados com 100 L de água, a 80 °C, agitados e filtrados a essa temperatura. O filtrado foi resfriado a 10 °C.

Solubilidade da lactose, em kg/100 L de H₂O:

- a 80 °C ————— 95
a 10 °C ————— 15

A massa máxima de lactose, em kg, que deve cristalizar com esse procedimento é, aproximadamente:

- a) 5. **x** c) 80. e) 95.
b) 15. d) 85.

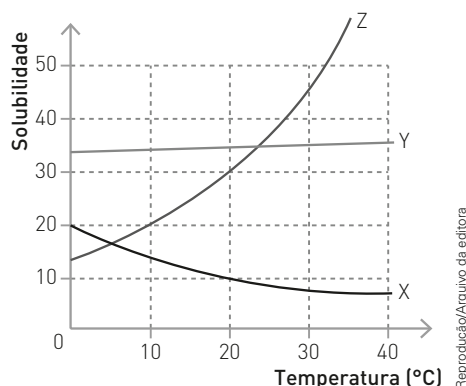
11. (Acafe-SC) O cloreto de potássio é um sal que adicionado ao cloreto de sódio é vendido comercialmente como "sal light", com baixo teor de sódio. Dezoito gramas de cloreto de potássio estão dissolvidos em 200 g de água e armazenados em um frasco aberto sob temperatura constante de 60 °C.

Dados: Considere a solubilidade do cloreto de potássio a 60 °C igual a 45 g/100 g de água.

Qual a massa mínima e aproximada de água que deve ser evaporada para iniciar a cristalização do soluto?

- x** a) 160 g c) 40 g
b) 120 g d) 80 g

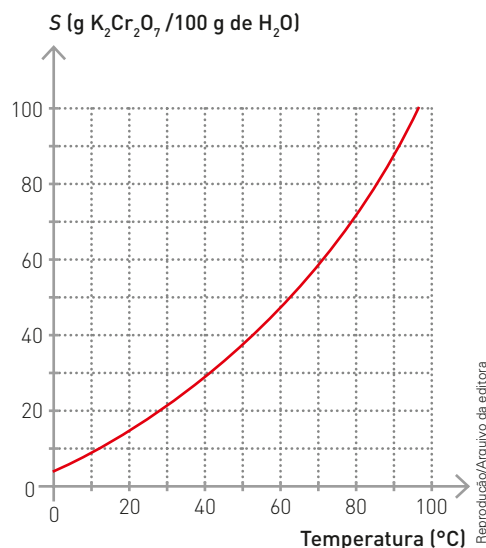
12. (Uerj) Um laboratorista precisa preparar 1,1 kg de solução aquosa saturada de um sal de dissolução exotérmica, utilizando como soluto um dos três sais disponíveis em seu laboratório: X, Y e Z. A temperatura final da solução deverá ser igual a 20 °C. Observe as curvas de solubilidade dos sais, em gramas de soluto por 100 g de água:



A massa de soluto necessária, em gramas, para o preparo da solução equivale a:

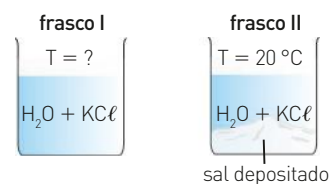
- x** a) 100. c) 300.
b) 110. d) 330.

13. (Fuvest-SP) O gráfico a seguir mostra a solubilidade (S) de $K_2Cr_2O_7$ sólido em água, em função da temperatura (t). Uma mistura constituída de 30 g de $K_2Cr_2O_7$ e 50 g de água, a uma temperatura inicial de 90 °C, foi deixada esfriar lentamente e com agitação. A que temperatura aproximada deve começar a cristalizar o $K_2Cr_2O_7$?

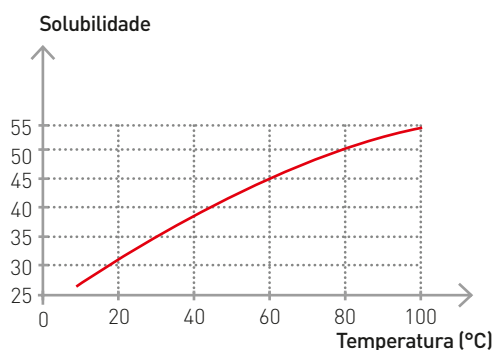


- a) 25 °C d) 70 °C
b) 45 °C **x** e) 80 °C
c) 60 °C

14. (UFRJ) Os frascos ao lado contêm soluções saturadas de cloreto de potássio (KCl) em duas temperaturas diferentes. Na elaboração das soluções foram adicionados, em cada frasco, 400 mL de água e 200 g de KCl.

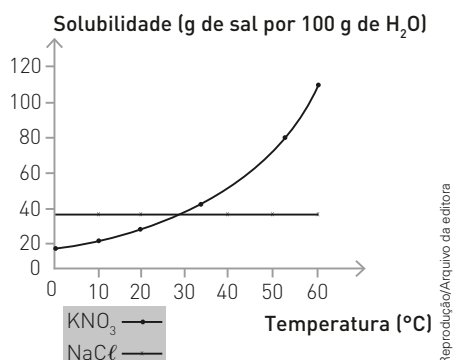


O diagrama a seguir representa a solubilidade do KCl em água, em gramas de soluto/100 mL de H_2O , em diferentes temperaturas.



- a) Determine a temperatura da solução do frasco I.
b) Sabendo que a temperatura do frasco II é de 20 °C, calcule a quantidade de sal (KCl) depositado no fundo do frasco.

15. (Unifesp) As solubilidades dos sais KNO_3 e $NaCl$, expressas em gramas do sal por 100 gramas de água, em função da temperatura, estão representadas no gráfico a seguir.



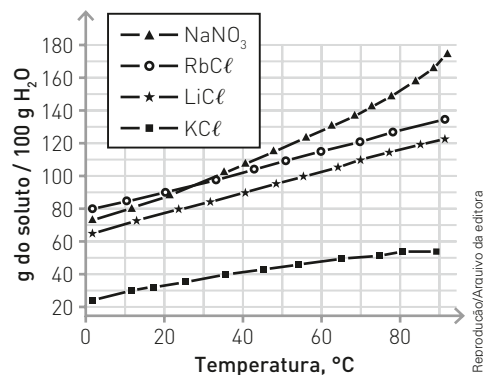
Com base nas informações fornecidas, pode-se afirmar corretamente que:

- a dissolução dos dois sais em água são processos exotérmicos.
 - quando se adicionam 50 g de KNO_3 em 100 g de água a 25 °C, todo o sólido se dissolve.
 - a solubilidade do KNO_3 é maior que a do NaCl para toda a faixa de temperatura abrangida pelo gráfico.
 - quando se dissolvem 90 g de KNO_3 em 100 g de água em ebulição e em seguida se resfria a solução a 20 °C, recupera-se cerca de 30 g do sal sólido.
 - a partir de uma amostra contendo 95 g de KNO_3 e 5 g de NaCl , pode-se obter KNO_3 puro por cristalização fracionada.
16. (Ufscar-SP) O cloreto de potássio é solúvel em água e a tabela a seguir fornece os valores de solubilidade desse sal em g/100 g de água, em função da temperatura.

Solubilidade (g/100 g de H_2O)	31,0	34,0	37,0	40,0
Temperatura (°C)	10	20	30	40

Preparou-se uma solução de cloreto de potássio a 40 °C dissolvendo-se 40,0 g do sal em 100 g de água. A temperatura da solução foi diminuída para 20 °C e observou-se a formação de um precipitado.

- Analisando a tabela de valores de solubilidade, explique por que houve formação de precipitado e calcule a massa de precipitado formado.
 - A dissolução do cloreto de potássio em água absorve ou libera calor? Justifique sua resposta.
17. (UFPR) A solubilidade das substâncias é um parâmetro muito importante no preparo de soluções e permite comparar a natureza de dissolução de diversos solutos. A solubilidade pode variar com a temperatura, conforme mostra o gráfico a seguir. Dados: Massa molar (g/mol): Na = 23; Rb = 86; Li = 7; K = 39; N = 14; O = 16; Cl = 35.

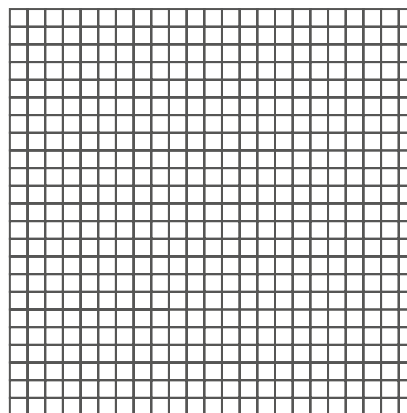


Suponha que você possui um recipiente contendo 100 g de solução saturada de LiCl a 70 °C. Se essa solução for resfriada a 40 °C, qual a massa de precipitado que ficará depositada no fundo?

18. (UFTM-MG) A tabela fornece valores aproximados da solubilidade em água do bicarbonato de sódio em várias temperaturas.

Temperatura (°C)	Solubilidade (g/100 g de água)
0	6,5
10	7,5
20	8,5
30	10,0
40	11,0
50	12,5
60	13,5
70	15,0
80	16,5

- a) Na malha quadriculada a seguir, construa um gráfico com os valores fornecidos, relacionando a solubilidade (eixo das ordenadas) com a temperatura (eixo das abscissas).



- b) A partir do gráfico construído, decida se a adição de 1,5 g de bicarbonato de sódio a 10 g de água a 35 °C apresentará ou não corpo de fundo. Justifique.

Aspectos quantitativos das soluções

Preparo de soluções

Em um laboratório, para prepararmos, por exemplo, soluções aquosas em geral, precisamos de:



Martin F. Chilmad/SPL/LatinStock

// Balança para medir a massa dos solutos.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

// Béquer para manusear o solvente, neste caso, a água.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

// Pisseta plástica para completar o volume do solvente.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

// Balão volumétrico para indicar o volume da solução.

A preparação de uma solução aquosa, em que o soluto é um sólido, segue as etapas abaixo:

- determina-se a massa de soluto a ser dissolvida e coloca-se essa massa em um balão volumétrico;
- adiciona-se uma pequena quantidade de água e submete-se o sistema à agitação; esse procedimento deve ser repetido até que se consiga dissolver todo o soluto;
- finalmente, adiciona-se água até atingir o volume indicado no balão.



Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

// Coloca-se o soluto sólido no balão volumétrico.

→
adição de
água com a pisseta



// Submete-se o sistema à agitação.



// Adiciona-se água para completar o volume indicado no balão volumétrico.

Ao se preparar uma solução aquosa de acordo com esse procedimento, são previamente conhecidas algumas características dessa solução:

- a massa do soluto;
- o volume final da solução;
- o volume de água adicionado – esse dado é obtido pela diferença entre o volume de água inicialmente disponível e o volume de água não utilizado na preparação da solução;

- a massa de água (solvente) – admitindo que a densidade da água seja 1 g/mL no local de trabalho e conhecendo o volume de água utilizado na preparação da solução, podemos determinar a sua massa da seguinte maneira: cada 1 mL de água corresponde a 1 g;
- a massa da solução – esse dado é obtido somando-se a massa do soluto e a massa do solvente (água).

Quando se prepara uma solução utilizando uma pequena quantidade de soluto sólido, verifica-se que o **volume da solução** é praticamente **igual ao volume de água** adicionado.

A relação entre a quantidade de soluto dissolvido em certa quantidade de solução é chamada de concentração da solução. A quantidade de soluto pode ser expressa, por exemplo, em gramas, mililitros ou mols; e a quantidade de solução pode ser expressa em gramas, mols, mililitros ou litros.

$$\text{concentração da solução} = \frac{\text{quantidade do soluto}}{\text{quantidade de solução}}$$

Veja como esses tipos de relação fazem parte do nosso dia a dia.

Vamos analisar as informações do rótulo de uma embalagem de refresco:

Tabela nutricional	
Cada 100 mL contém:	
calorias	24 kcal
carboidratos	6 g
proteínas	0 g
lipídios	0 g
sódio	45 mg
potássio	12 mg
cloreto	42 mg
fibra alimentar	0 g

Observando a quantidade de carboidrato (soluto), notamos que existem 6 g em cada 100 mL do refresco (solução). Assim, temos que a concentração comum é igual a $6 \text{ g}/100 \text{ mL} = 0,06 \text{ g/mL}$.

Se desejarmos calcular a concentração em g/L, podemos estabelecer a relação:

$$\begin{array}{rcl} 0,06 \text{ g de carboidrato} & \text{—} & 1 \text{ mL} \\ x & \text{—} & 1000 \text{ mL (1 L)} \\ x = 60 \text{ g em 1 L de solução. Logo, a concentração é } 60 \text{ g/L.} \end{array}$$

Tanto a massa como o volume podem ser expressos em diferentes unidades:
 $m = \text{g, kg, mg, ...}$
 $V = \text{L, mL, cm}^3, \text{m}^3 \text{ ...}$

Logo, se bebermos 1,0 L desse refresco, estaremos ingerindo 60 g de carboidratos e, como há 24 kcal em cada 100 mL de refresco, teremos um ganho calórico de 240 kcal.

Água no corpo

Em média, em um adulto, a água corresponde a 60% de sua massa corpórea e, em crianças, a 75%. Por ser um excelente solvente, a água é essencial à vida. No interior das células, ela constitui um meio perfeito, que permite a mobilidade e a migração de moléculas. A água transporta para o interior das células moléculas como a glicose ($C_6H_{12}O_6$) e íons como o sódio (Na^+), o potássio (K^+) e o cálcio (Ca^{2+}), essenciais ao funcionamento do nosso corpo. Ela também transporta para fora da célula substâncias não desejáveis: as substâncias tóxicas produzidas nos processos metabólicos se dissolvem na água e podem ser eliminadas do organismo.

Outra função da água é a regulação da temperatura corpórea, feita por meio da transpiração. Diariamente, perdemos de 1 500 mL a 3 000 mL de água, por meio do exercício de diversas funções do nosso organismo: dos rins, na forma de urina; dos pulmões, pela respiração; da pele, pela transpiração; e do aparelho digestório, pelo trato gastrointestinal.

A água perdida deve ser continuamente repostada pela ingestão de líquidos e de alimentos. (Os processos metabólicos também produzem água nas células do nosso corpo.)

A perda de 10% do total de água do corpo humano causa uma desidratação séria, que pode ser fatal se chegar a 20%.

Veja, nas fotografias, a porcentagem de água existente em alguns alimentos.



Patrik Giardino/Getty Images

// Durante a transpiração, ocorre perda de água e sais minerais.

Balanço da água em 24 horas	
Ganho	Perda
líquidos: 1 000 mL	urina: 1 500 mL
alimentos: 1 200 mL	transpiração: 300 mL
metabolismo: 300 mL	respiração: 600 mL
	fezes: 100 mL
Total: 2 500 mL	Total: 2 500 mL

Fonte: TIMBERLAKE, K. C. *An introduction to general, organic and biological chemistry*. 12. ed. Upper Saddle River: Prentice Hall, 2015.



Thinkstock/Getty Images

// Morango: 90% de água.



Thinkstock/Getty Images

// Hambúrguer: 60% de água.



Thinkstock/Getty Images

// Leite: 87% de água.

Reflita

1. Qual desses alimentos (morango, hambúrguer e leite) possui a maior porcentagem de água? E qual a massa de água em 200 g do alimento com menor porcentagem de água, admitindo que a densidade da água seja de 1 g/mL?
2. De acordo com a tabela, qual a porcentagem da água perdida pelo corpo em 24 h representa a água perdida pela urina?
3. A membrana plasmática, além de individualizar a célula e separar seu interior do meio externo, também permite trocas de substâncias do interior da célula com o meio intersticial (entre células). Sem essas trocas, a célula não é capaz de se manter viva. Um dos mecanismos de troca entre os meios é a bomba de sódio e potássio, que permite manter em quantidades adequadas os íons de sódio e potássio, fora e dentro das células. Pesquise na biblioteca de sua escola ou cidade, na internet ou em seus livros de Biologia e responda: Qual é a importância desses íons na membrana celular?

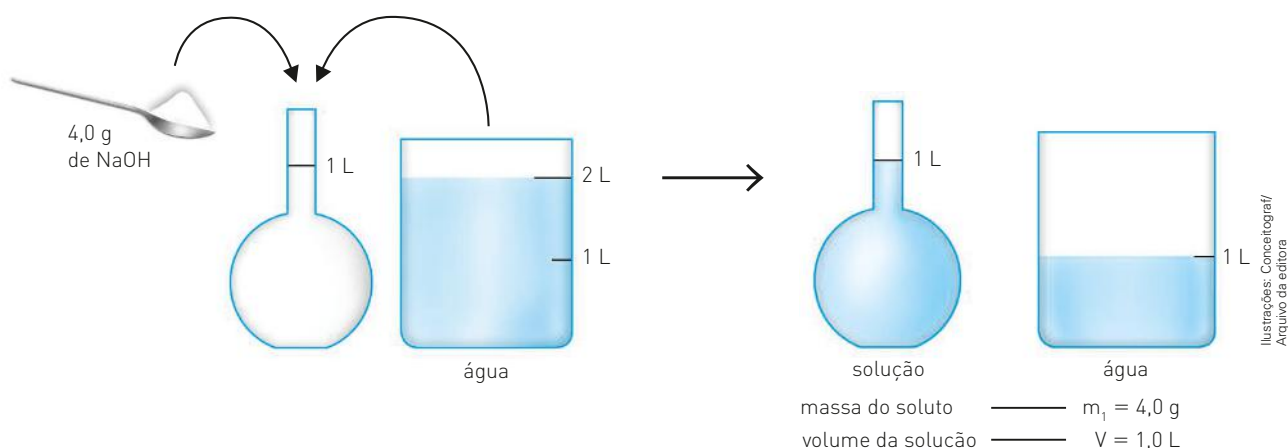
Relações entre as quantidades de soluto, de solvente e de solução

Ao trabalhar com soluções, além de conhecer seus componentes, é fundamental relacionar a quantidade de soluto à quantidade de solvente e de solução. Essas relações numéricas são genericamente denominadas **concentração da solução** e podem ser expressas de diferentes maneiras, como veremos a seguir.

Relação massa/volume

Concentração comum

A concentração comum é um dos tipos da relação massa/volume. Veja como calcular a concentração comum de uma solução.



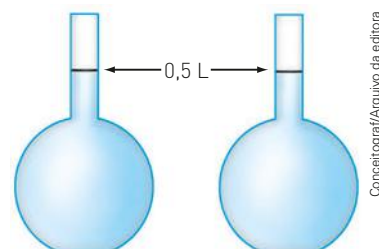
Para facilitar nosso trabalho, adotaremos o índice **1** para indicar o soluto, o índice **2** para indicar o **solvente**, e os dados relacionados à solução não conterão índices:

Massa	Representação
soluto	m_1
solvente	m_2
solução	m

Ou seja, em 1,0 L dessa solução existem dissolvidos 4,0 g do soluto.

Se dividíssemos essa solução em dois frascos, cada um deles conteria o volume de 0,5 L. Podemos calcular a massa de soluto em cada um dos frascos da seguinte maneira:

$$\left. \begin{array}{l} 1,0 \text{ L de solução} \text{ — } 4,0 \text{ g de NaOH} \\ 0,5 \text{ L de solução} \text{ — } x \end{array} \right\} \\ x = 2,0 \text{ g de NaOH}$$



Utilizando o mesmo raciocínio, podemos determinar o volume de solução que conteria 0,5 g de NaOH dissolvido:

$$\left. \begin{array}{l} 1,0 \text{ L de solução} \longrightarrow 4,0 \text{ g de NaOH} \\ x \longrightarrow 0,5 \text{ g de NaOH} \end{array} \right\} x = 0,125 \text{ L}$$

Em 0,125 L (ou 125 mL) dessa solução existe 0,5 g de NaOH.

Comparando as relações vistas, temos:

$$\frac{4,0 \text{ g de soluto}}{1,0 \text{ L de solução}} = \frac{2,0 \text{ g de soluto}}{0,5 \text{ L de solução}} = \frac{0,5 \text{ g de soluto}}{0,125 \text{ L de solução}}$$

A razão entre todas as situações é igual a 4,0 g de soluto/1,0 L de solução.

Dizemos, então, que esse valor corresponde à **concentração comum (C)** da solução.

Para calcular esses valores, costuma-se usar a expressão:

$$C = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}}$$

ou

$$C = \frac{m_1}{V}$$

Podemos ainda estabelecer outra relação massa/volume, relacionando a massa de soluto em gramas em 100 mL de solução, mas em porcentagem.

$$\left. \begin{array}{l} 4,0 \text{ g de soluto} \longrightarrow 1,0 \text{ L} \longrightarrow 1\,000 \text{ mL de solução} \\ x \longrightarrow 100 \text{ mL de solução} \\ x = 0,40 \text{ g} \end{array} \right\}$$

Esta mesma relação poderia ser obtida por:

$$\text{massa/volume (em porcentagem)} = \frac{\text{gramas do soluto}}{\text{mililitros da solução}} \cdot 100\%$$

Utilizando os dados anteriores teremos:

$$\text{massa/volume (em porcentagem)} = \frac{0,4 \text{ g}}{100 \text{ mL}} \cdot 100\% = 0,40 \%$$



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

/// O soro glicosado, que é administrado por via endovenosa, contém 5 g de glicose em cada 100 mL de soro (5%).



A água dos rios é denominada doce, e a dos oceanos, salgada; ambas são exemplos de soluções. Será que os solutos são diferentes?



William Bradberry/Shutterstock

Bebidas energéticas

Os energéticos são bebidas de alta popularidade entre o público jovem, sendo consumidos amplamente em festas e baladas noturnas, e também são utilizados para aumentar a disposição e o rendimento associado a práticas esportivas.

Essas bebidas são soluções que apresentam uma série de substâncias em sua composição. No rótulo de um desses produtos, temos a seguinte descrição em relação aos ingredientes e suas respectivas concentrações (quando pertinente):

Ingredientes: água gaseificada, sacarose, glucose, taurina (1000 mg/250 mL), cafeína (80 mg/250 mL), glucoronolactona (60 mg/250 mL), inositol (50 mg/250 mL), vitaminas (B3, B5, B6, B2 e B12), acidulante ácido cítrico, reguladores de acidez: citrato de sódio e carbonato de magnésio, aromatizantes, corante caramelo.

Além da presença de carboidratos (glucose), as principais substâncias relacionadas aos efeitos prometidos da bebida são a cafeína, a taurina, a guaranina e a glucoronolactona.

Cafeína: cafeína é a substância de caráter estimulante mais utilizada no mundo. Ela está presente amplamente em grão de café, no fruto do guaraná, nas sementes de cacau e também nas folhas de chá-mate.

Em relação ao consumo da substância, quando em doses moderadas, provoca maior grau de atenção e melhoria da sensação de bem-estar. Doses muito elevadas podem causar aumento da frequência cardíaca e até mesmo quadros convulsivos e delirantes.

Taurina: a taurina (ácido 2-amino-etano-sulfônico) é um pseudoaminoácido abundante no corpo humano. São encontradas elevadas concentrações dessa substância nos tecidos constituintes do coração, no sistema musculoesquelético, no sistema nervoso central e também nas células da retina. Essa substância apresenta uma série de funções relacionadas ao sistema nervoso central, por exemplo, regulação da resposta cardiorrespiratória, alteração na duração do sono, propriedades anticonvulsivas, manutenção da função cerebral, termorregulação e ação antitremores. O mecanismo real de atuação da taurina e o efeito da concentração da substância nesses processos ainda não são totalmente compreendidos.



Billion Photos/Shutterstock

Guaranina: componente principal do guaraná, a guaranina é quimicamente idêntica à cafeína, apresentando, portanto, função de estimulante do sistema nervoso central. Vale ressaltar que a semente do guaraná apresenta teores de cafeína superiores até mesmo aos grãos de café e outras fontes, como o cacau.

Glucoronolactona: a glucoronolactona é uma substância que pode ser encontrada no vinho tinto, na maçã, nos cereais e nas peras. Trata-se de um produto de metabolização da glicose no corpo. Acredita-se que a função fisiológica dessa substância esteja relacionada à eliminação de toxinas, contribuindo, assim, para a desintoxicação do corpo.



// Fruto do guaraná.

As bebidas energéticas são utilizadas em baladas, muitas vezes associadas ao consumo de álcool. A cafeína e outros compostos estimulantes presentes nos energéticos atuam de modo a diminuir o efeito do álcool como depressor do sistema nervoso central. Assim, a associação de bebida energética com álcool pode ser perigosa, uma vez que pode “mascarar” os efeitos da embriaguez, como sono e perda de sensibilidade das reações motoras. A fim de evitar esse modo de consumo, existe um alerta nas latas das bebidas energéticas.

Novos estudos estão sendo realizados para compreender totalmente as interações entre as substâncias presentes nas bebidas energéticas e o álcool.

ATENÇÃO: Não é recomendado o consumo de bebidas energéticas misturadas a bebidas alcoólicas!

Refleta

A Anvisa (Agência Nacional de Vigilância Sanitária) estabelece os seguintes valores máximos permitidos para algumas das substâncias encontradas nos energéticos.

Legislação

- Inositol: máximo 20 mg/100 mL
- Glucoronolactona: máximo 250 mg/100 mL
- Taurina: máximo 400 mg/100 mL
- Cafeína: máximo 35 mg/100 mL

Considerando uma lata de 250 mL de energético que apresente a seguinte quantidade desses ingredientes:

- taurina (1 000 mg/250 mL);
- cafeína (80 mg/250 mL);
- glucoronolactona (60 mg/250 mL);
- inositol (50 mg/250 mL).

As concentrações estão dentro do valor máximo permitido por lei? Justifique.

Referências:

CARVALHO, Joelia Marques de; MAIA, Geraldo Arraes; SOUSA, Paulo H. M.; RODRIGUES, Sueli, *Perfil dos principais componentes em bebidas energéticas: cafeína, taurina, guaraná e glucoronolactona*. Rev. Inst. Adolfo Lutz, 65(2):78-85, 2006.

Disponível em: <www2.unifesp.br/dpsicobio/drogas/cafe.htm> e <<http://snscsalvador.com.br/inositol-e-glucoronolactona/>>. Acesso em: 7 mar. 2018.

Fundamentando seus conhecimentos

Observe a solução aquosa de sulfato de níquel e responda às questões **1 a 6**. Esta solução possui diversas aplicações industriais e também é útil na agricultura tradicional e na hidropônica. Há evidências de que sua aplicação na agricultura da soja melhora a fixação de nitrogênio pela planta.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

1. Indique o nome e a fórmula do soluto.
2. Escreva o nome e a fórmula do solvente.
3. Qual a massa do soluto em 1,0 L de solução?
4. Considerando que o volume da solução contida no frasco seja igual a 400 mL (0,4 L), calcule a massa de soluto contida no frasco.
5. Calcule a massa de soluto necessária para preparar 10 L de uma solução de igual concentração.
6. Calcule a relação massa/volume em %.
7. (Unube/PIAS-MG) Uma pessoa cujo sangue apresenta taxa de colesterol elevada apresenta ainda sintomas de osteoporose. Seu médico prescreveu um tratamento e aconselhou-a a introduzir na sua alimentação normal 3 copos de 300 mL de leite por dia. Analisando a composição do leite desnatado e a do leite integral de uma das marcas disponíveis no mercado (ver tabela), responda às questões a seguir.

Informação nutricional – porção de 200 mL (1 copo)		Informação nutricional – porção de 200 mL (1 copo)	
Leite desnatado	Porção	Leite integral	Porção
valor calórico	70 kcal	valor calórico	120 kcal
carboidratos	10,0 g	carboidratos	10,0 g
proteínas	6,0 g	proteínas	6,0 g
gorduras totais	2,2 g	gorduras totais	6,2 g
colesterol	0 mg	colesterol	20,0 mg
fibra alimentar	0 g	fibra alimentar	0 g
cálcio	248,0 mg	cálcio	236,0 mg
ferro	0,2 mg	ferro	0,2 mg
sódio	100,0 mg	sódio	90,0 mg

- I. Qual elemento presente no leite pode contribuir para a prevenção da osteoporose? Qual é a quantidade em mg desse elemento, em um copo de 300 mL, no leite integral e no leite desnatado?
- II. Levando em conta que o paciente está com a taxa de colesterol elevada, qual é o leite mais indicado para ele? Justifique, fazendo os cálculos matemáticos para 3 copos de 300 mL.
- III. O leite apresenta vários componentes conforme as informações do rótulo. Nas condições em que ele é servido, após a imediata retirada da embalagem, pode ser considerado uma solução ou uma mistura heterogênea? Justifique.
- IV. Um dos componentes indicados no rótulo é o cálcio. Explique se essa espécie química está na forma de elemento químico ou na forma de íon.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Enem) Os acidentes de trânsito, no Brasil, em sua maior parte são causados por erro do motorista. Em boa parte deles, o motivo é o fato de dirigir após o consumo de bebida alcoólica. A ingestão de uma lata de cerveja provoca uma concentração de aproximadamente 0,3 g/L de álcool no sangue. A tabela abaixo mostra os efeitos sobre o corpo humano provocados por bebidas alcoólicas em função de níveis de concentração de álcool no sangue.

Concentração de álcool no sangue (g/L)	Efeitos
0,1 – 0,5	Sem influência aparente, ainda que com alterações clínicas
0,3 – 1,2	Euforia suave, sociabilidade acentuada e queda da atenção
0,9 – 2,5	Excitação, perda de julgamento crítico, queda da sensibilidade e das reações motoras
1,8 – 3,0	Confusão mental e perda da coordenação motora
2,7 – 4,0	Estupor, apatia, vômitos e desequilíbrio ao andar
3,5 – 5,0	Coma e morte possível

[Revista Pesquisa FAPESP, nº 57, setembro 2000]

Uma pessoa que tenha tomado três latas de cerveja provavelmente apresenta:

- ☒ a) queda de atenção, de sensibilidade e das reações motoras.
☐ b) aparente normalidade, mas com alterações clínicas.
☐ c) confusão mental e falta de coordenação motora.
☐ d) disfunção digestiva e desequilíbrio ao andar.
☐ e) estupor e risco de parada respiratória.

2. Observe o rótulo e responda:

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL		
Porção 200ml		
Quantidade por porção		%VD
Valor Calórico	90 kcal	3,6 %
Carboidratos	21 g	5,6 %
Proteínas	0 g	0 %
Gorduras Totais	0 g	0 %
Sódio	45 mg	1,9 %

VD: Valor diário de referência tendo como base uma dieta de 2.500 kcal.

- a) Qual a concentração de carboidratos em g/L?
b) Qual o ganho calórico se for feita a ingestão de 500 mL do produto?

3. (Imed-RS) Em um laboratório de química foi encontrado um frasco de 250 mL com a seguinte informação: contém 1,5 g de Sulfato Ferroso. Assinale a alternativa que apresenta a concentração em g/L de Sulfato Ferroso nesse frasco.

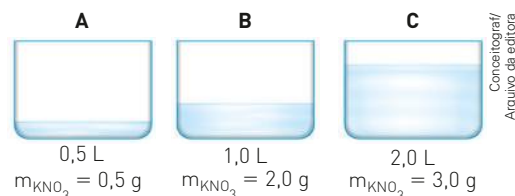
- a) 0,3 g/L c) 3 g/L ☒ e) 6 g/L
b) 0,6 g/L d) 4,75 g/L

4. Uma solução A contendo 14 g de NaCl dissolvidos em 200 mL de solução aquosa foi submetida a uma evaporação de 160 mL de água, originando uma solução B.



Determine a concentração em g/mL da solução A e a concentração em g/L da solução B.

5. Têm-se três recipientes (A, B e C) contendo soluções aquosas de nitrato de potássio com as características vistas a seguir.



Com base nessas informações, responda aos itens abaixo.

- a) Em qual dos frascos a massa de soluto dissolvido é maior?
b) Calcule a concentração em g/L da solução mais diluída.
c) Calcule a concentração em g/L da solução mais concentrada.
d) Considere que as três soluções sejam misturadas em um único frasco. Qual a massa total de soluto presente nessa nova solução?
e) Calcule a concentração em g/L da solução obtida no item d.

6. (UFG-GO) As instruções da bula de um medicamento usado para reidratação estão resumidas no quadro.

Modo de usar: dissolva o conteúdo do envelope em 500 mL de água.	
Composição: cada envelope contém	
cloreto de potássio	75 mg
citrato de sódio di-hidratado	145 mg
cloreto de sódio	175 mg
glicose	10 mg

- a) Calcule a concentração de potássio, em mg/L, na solução preparada segundo as instruções da bula.
- b) Quais são as substâncias do medicamento que explicam a condução elétrica da solução do medicamento? Justifique sua resposta. Dados: MM: K = 39 g/mol; Cl = 35,5 g/mol.
7. (UEG-GO) Considere 5 L de uma solução aquosa contendo 146 g de cloreto de sódio que será utilizada como solução de partida para outras de mais baixa concentração. Uma quantidade de 2 mL dessa solução contém uma massa de soluto, em miligramas, de aproximadamente:
- a) 3. ☒ c) 58. e) 292.
- b) 29. d) 73.
8. Um paciente, em um hospital, foi diagnosticado como um caso de desidratação devido a uma intoxicação alimentar. Na prescrição médica recomenda-se a administração de 500 mL de uma solução fisiológica.



Paulo Schlick/Acervo do fotógrafo

Determine a massa de cloreto de sódio administrada ao paciente.

9. (Fuvest-SP) Considere duas latas do mesmo refrigerante, uma na versão "diet" e outra na versão comum. Ambas contêm o mesmo volume de líquido (300 mL) e têm a mesma massa quando vazias.

A composição do refrigerante é a mesma em ambas, exceto por uma diferença: a versão comum contém certa quantidade de açúcar, enquanto a versão "diet" não contém açúcar [apenas massa desprezível de um adoçante artificial].

Pesando-se duas latas fechadas do refrigerante, foram obtidos os seguintes resultados:

Amostra	Massa (g)
lata com refrigerante comum	331,2
lata com refrigerante "diet"	316,2

Por esses dados, pode-se concluir que a concentração, em g/L, de açúcar no refrigerante comum é de, aproximadamente:

- a) 0,020.
- b) 0,050.
- c) 1,1.
- d) 20.
- ☒ e) 50.

10. (Enem)

Para cada litro de etanol produzido em uma indústria de cana-de-açúcar são gerados cerca de 18 L de vinhaça que é utilizada na irrigação das plantações de cana-de-açúcar, já que contém teores médios de nutrientes N, P e K iguais a 357 mg/L, 60 mg/L e 2034 mg/L, respectivamente.

SILVA, M. A. S.; GRIEBELER, N. P.; BORGES, L. C. Uso de vinhaça e impactos nas propriedades do solo e lençol freático. *Revista Brasileira de Engenharia Agrícola e Ambiental*. n. 1, 2007 (adaptado).

Na produção de 27 000 L de etanol, a quantidade total de fósforo, em kg, disponível na vinhaça será mais próxima de:

- a) 1.
- ☒ b) 29.
- c) 60.
- d) 170.
- e) 1 000.

Densidade da solução

A densidade de uma solução é a relação entre a massa da solução (m) e o seu volume (V).

Observe o preparo de uma solução representado ao lado.

- massa do soluto: $m_1 = 4,0$ g de NaOH
- massa da solução: $m = \text{massa do soluto} + \text{massa do solvente}$

$$\begin{cases} m = m_1 + m_2 \\ m_1 = 4,0 \text{ g} \\ \text{como a densidade da água nessas condições é igual a} \\ \text{1,0 g/L, a massa do solvente é:} \\ m_2 = 1000 \text{ g} \end{cases}$$

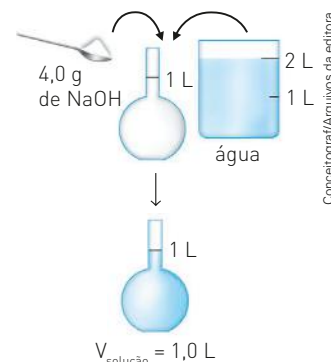
$$\therefore m = 4,0 \text{ g} + 1000 \text{ g}$$

$$m = 1004 \text{ g}$$

Com esses valores de massa, podemos calcular a densidade da solução:

$$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}} \Rightarrow d = \frac{1004 \text{ g}}{1,0 \text{ L}} \Rightarrow d = 1004 \text{ g/L}$$

Como a densidade é uma relação entre massa e volume, ela pode apresentar várias unidades, tais como: g/L; g/cm³; g/mL; kg/L; kg/m³, etc. No entanto, densidade não é forma de concentração.



Conceitografar/Arquivos da editora

Fundamentando seus conhecimentos

Observe o frasco contendo uma solução aquosa de ácido acético e responda às questões 1 a 5.

1. Qual é o soluto?
2. Qual é o solvente?



Sérgio Dotta Jr./arquivo da editora

/// Solução aquosa de C₂H₄O₂.

3. Indique a massa de solução presente em 1,0 mL de solução.
4. Calcule a massa de solução contida em 1000 mL (1,0 L) de solução.
5. Considere que o volume da solução de ácido acético no frasco seja igual a 400 mL e determine a massa dessa solução.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Unicamp-SP) Uma receita de biscoitinhos *petit-four* de laranja leva os ingredientes ao lado.

A densidade aparente da "massa" recém-preparada e antes de ser assada é de 1,10 g/cm³. Entende-se por densidade aparente a relação entre a massa da "massa" ou do ingrediente, na "forma" em que se encontra, e o respectivo volume ocupado.

- a) Qual o volume ocupado pela "massa" recém-preparada, correspondente a uma receita?
- b) Como se justifica o fato de a densidade aparente da "massa" ser diferente da média ponderada das densidades aparentes dos constituintes?

Ingrediente	Quantidade (gramas)	Densidade aparente (g/cm ³)
farinha de trigo	360	0,65
carbonato ácido de amônio	6	1,5
sal	1	2,0
manteiga	100	0,85
açúcar	90	0,90
ovo	100 (2 ovos)	1,05
raspas de casca de laranja	3	0,50

Relação massa/massa

Título (τ), porcentagem em massa

Observe o preparo da solução a seguir.



Note que existem 10 g de soluto em 100 g de solução.

A relação que se estabelece entre a massa do soluto e a massa da solução é denominada **título**, representado pela letra grega τ (lê-se **tau**).

A expressão que permite calcular o título é:

$$\tau = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} = \frac{m_1}{m}$$

Na massa da solução, temos: $\begin{cases} \text{massa do soluto} = 10 \text{ g} \\ \text{massa da solução} = 100 \text{ g} \end{cases}$

Assim, o título será: $\tau = \frac{10 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 0,10$

Em nosso exemplo, temos 10 g de soluto em 100 g de solução, o que corresponde à seguinte porcentagem: 10 para cada 100, ou seja, 10/100 ou, simplesmente, 10%, o que corresponde à **porcentagem em massa**.

O título (τ) multiplicado por 100% indica a porcentagem em massa do soluto presente na solução. Em nosso exemplo:

$$\begin{aligned} \tau \cdot 100\% &= \text{porcentagem em massa} \\ 0,10 \cdot 100\% &= 10\% \end{aligned}$$

Partes por milhão (ppm) e partes por bilhão (ppb)

Atualmente, para indicar concentrações extremamente pequenas, principalmente de poluentes do ambiente, usamos a unidade **partes por milhão**, representada por **ppm**, ou ainda a unidade **partes por bilhão**, representada por **ppb**.

ppm: indica a quantidade, em gramas, do soluto presente em um milhão (10^6) de gramas da solução;

ppb: indica a quantidade, em gramas, do soluto presente em um bilhão (10^9) de gramas da solução.

Assim, temos:

- uma solução de 20 ppm contém 20 g de soluto em 10^6 g de solução;
- uma solução de 5 ppb contém 5 g de soluto em 10^9 g de solução.

Esses termos são frequentemente usados para soluções muito diluídas, nas quais a massa da solução é praticamente igual à massa do solvente.

Veja um exemplo prático da utilização do ppm:

De acordo com a padronização internacional, a água potável não pode conter mais do que $5,0 \cdot 10^{-5}$ mg de chumbo (Pb) por grama de água. Essa quantidade máxima permitida de Pb pode ser expressa em ppm da maneira a seguir.

$$\begin{aligned} \text{Lembrando que: } 1,0 \text{ g} &\text{ ————— } 1000 \text{ mg} \\ x &\text{ ————— } 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mg} \\ x &= 5,0 \cdot 10^{-8} \text{ g de Pb} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Logo, temos: } 5,0 \cdot 10^{-8} \text{ g de Pb} &\text{ ————— } 1 \text{ g de água} \\ x &\text{ ————— } 10^6 \text{ g de água} \\ x &= 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ ppm} \\ x &= 0,05 \text{ ppm} \end{aligned}$$

A partir de 1ª de janeiro de 2012, a Petrobras disponibilizou o Diesel S-50 em postos de combustíveis para uso em veículos leves e pesados movidos a diesel.

A denominação S-50 indica que esse diesel apresenta teor de enxofre máximo de 50 ppm, ou seja, 50 gramas de enxofre a cada um milhão de gramas de diesel. Entretanto, pouco depois, a Petrobras anunciou a substituição gradual de todo o Diesel S-50 por Diesel S-10 a partir de 1ª de janeiro de 2013.

Pesquise os motivos dessa substituição e compartilhe com seus colegas as informações obtidas.



Fernando Favoretto/Arquivo da editora

Relação volume/volume

Em soluções nas quais tanto o soluto como o solvente são líquidos, podemos estabelecer uma relação entre o volume do soluto e o volume da solução, denominada título em volume (τ_v):

$$\tau_v = \frac{\text{volume do soluto}}{\text{volume da solução}}$$

Tomemos como exemplo uma solução aquosa de álcool etílico, usada como antisséptico e desinfetante, preparada pela adição de 70 mL de álcool puro à água suficiente para completar um volume de 100 mL de solução. Assim, temos:

$$\tau = \frac{70 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} = 0,7$$

Logo, podemos perceber que existem 70 mL de álcool em 100 mL de solução, o que corresponde a uma porcentagem em volume de 70%. Temos:

$$\tau_v \cdot 100\% = \text{porcentagem em volume}$$

No exemplo citado: $0,7 \cdot 100\% = 70\%$ em volume.

1. No Brasil, para indicar a quantidade de etanol nas soluções alcoólicas comercializadas, também costuma-se usar a unidade % P (porcentagem de álcool em massa ou grau alcoólico INPM).

2. A gasolina brasileira deve conter 27% em volume de álcool anidro em sua versão comum e 25% em sua versão premium, ou seja, amostras de 100 mL das misturas de gasolina comum e premium devem registrar 27 mL e 25 mL, respectivamente, de álcool anidro (resolução de 16 mar. 2015).

Também podemos relacionar a porcentagem em volume com ppm e ppb. Por exemplo:

Uma solução que apresenta 0,2% em volume apresentará uma concentração em ppm igual a

$$\begin{aligned} 0,2\% &\text{ ————— } 0,2 \text{ mL de soluto} && \text{ ————— } 100 \text{ mL de solução} \\ x &\text{ ————— } 10^6 \text{ mL de solução} \\ x &= 2000 \text{ ppm} \end{aligned}$$

Fundamentando seus conhecimentos

Observe a imagem e responda às questões 1 a 7.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

// A abreviação q.s.p. significa quantidade suficiente para. No caso, de água para 100 mL de solução.

1. Escreva em seu caderno a fórmula do soluto.
2. Escreva em seu caderno a fórmula do solvente.

3. Determine o título em massa desse soro fisiológico.
4. Qual é a massa de soluto existente em 100 g de solução?
5. Qual é a massa de solvente existente em 100 g de solução?
6. Determine as massas de soluto e solvente existentes em 500 g de solução.
7. Qual a % em massa em ppm e ppb?
8. Na análise de determinado leite em pó, verificou-se a existência de 3,2 ppm de chumbo. Determine a massa em gramas de chumbo que há em 1,0 kg desse leite.
9. Segundo o US Public Health Service (Serviço de Saúde Pública dos Estados Unidos), a água potável deve ter, no máximo, 0,05% de sais dissolvidos. Transforme essa porcentagem em massa em ppm.
10. Considere que o ar contém 1,0% em volume do gás nobre argônio. Transforme essa porcentagem em volume em ppm.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Com base no rótulo do frasco ao lado, responda:
 - a) Qual é a massa de ácido nítrico (HNO_3) existente em 100 g da solução?
 - b) Qual é a massa de água existente em 100 g da solução?
 - c) Determine as massas de água e ácido nítrico presentes em 500 g dessa solução.
 - d) Qual é o título dessa solução?
2. Calcule a massa, em gramas, do solvente contido em uma bisnaga de lidocaína a 2% e massa total 250 g.



Concistograf/Arquivo da editora



Rita Barreto/Fotoarena

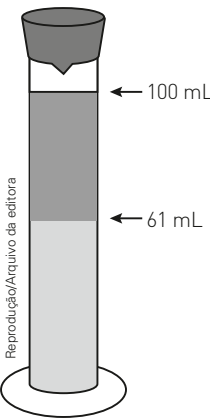
// Pomadas à base de lidocaína são utilizadas como anestésico local. Nunca faça uso de medicamentos sem consultar um médico.

3. O chumbo é um metal tóxico que pode afetar o sistema nervoso central. Uma amostra de água contaminada por chumbo contém 0,0011% em massa de chumbo. Determine o volume em mL dessa água que contém 115 mg de Pb^{2+} . Considere que a densidade da solução é de 1,0 g/mL.
4. (IFSC) Ao ler o rótulo de uma garrafa de álcool 96° GL (graus Gay Lussac) na prateleira de um supermercado, um estudante verificou que a informação indicava uma porcentagem, em volume, da mistura dos componentes (álcool e água respectivamente). Com relação às informações obtidas pelo estudante, haveria de se esperar que o mesmo encontrasse numa garrafa de:



Reprodução/UFSC, 2014.

- ☒ a) 0,5 L a mistura de 480 mL de álcool com 20 mL de água.
- b) 1 L a mistura de 96 mL de álcool com 4 mL de água.
- c) 100 mL a mistura de 960 mL de álcool com 40 mL de água.
- d) 1 000 mL a mistura de 960 g de álcool e 40 g de água.
- e) 10 mL a mistura de 4,8 mL de álcool e 0,2 mL de água.

5. (UEA-AM) Em uma aula experimental para determinação do teor de etanol na gasolina, foi utilizada uma proveta de 100 mL com tampa. Inicialmente, foram transferidos para a proveta 50 mL de gasolina e, na sequência, o volume da proveta foi completado até 100 mL com água destilada contendo NaCl dissolvido. Após a agitação dos líquidos, a proveta foi deixada em repouso, conforme indicação na figura.
- 
- O teor percentual de álcool na gasolina testada é:
- a) 61%.
 - b) 39%.
 - c) 28%.
 - ☒ d) 22%.
 - e) 11%.

6. (Unicamp-SP) É muito comum o uso de expressões no diminutivo para tentar “diminuir” a quantidade de algo prejudicial à saúde. Se uma pessoa diz que ingeriu 10 latinhas de cerveja (330 mL cada) e se compara a outra que ingeriu 6 doses de cachacinha (50 mL cada), pode-se afirmar corretamente que, apesar de em ambas as situações haver danos à saúde, a pessoa que apresenta maior quantidade de álcool no organismo foi a que ingeriu:

- Dados:
- teor alcoólico na cerveja = 5% v/v
- teor alcoólico na cachaca = 45% v/v
- a) as latinhas de cerveja, porque o volume ingerido é maior neste caso.
 - b) as cachacinhas, porque a relação entre o teor alcoólico e o volume ingerido é maior neste caso.
 - ☒ c) as latinhas de cerveja, porque o produto entre o teor alcoólico e o volume ingerido é maior neste caso.

d) as cachacinhas, porque o teor alcoólico é maior neste caso.

7. (UFF-RJ) Dissolveram-se 4,6 g de NaCl em 500 g de água “pura”, fervida e isenta de bactérias. A solução resultante foi usada como soro fisiológico na assepsia de lentes de contato. Indique a opção que apresenta o valor aproximado da percentagem, em peso, de NaCl existente nessa solução.

- a) 0,16%
- b) 0,32%
- c) 0,46%
- ☒ d) 0,91%
- e) 2,30%

8. O flúor tem um papel importante na prevenção e no controle da cárie dentária. Suponha que o teor de flúor em determinada água de consumo seja 0,9 ppm (partes por milhão) em massa. Considerando a densidade da água 1 g/mL, responda:

- I. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 10^6 g dessa água?
- II. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 1000 g dessa água?
- III. Qual é a massa em gramas de flúor presente em 1,0 L dessa água?
- IV. Se você ingerir 2,0 L dessa água por dia, qual será a massa em gramas de flúor ingerida após 30 dias?

9. No rótulo de um tubo de pasta de dente consta “1450 ppm de flúor”. Considerando que o tubo possui massa total de 200 g, qual a massa de flúor contida em seu interior?

INSTRUÇÕES DE USO: Escove seus dentes adequadamente a cada dia ou segundo a recomendação de seu dentista. Enxágue a boca após a escovação. **PRECAUÇÕES:** Uso recomendado para crianças maiores de 6 anos: Use uma quantidade do tamanho de uma ervilha, com água, para a escovação para minimizar a deglutição. Se estiver ingerindo fontes, consulte seu médico ou dentista. Não ingerir. Manter fora do alcance das crianças.

INGREDIENTES: Aqua, Calcium Carbonate, Sorbitol, Sodium Monofluorophosphate, Cellulose Gum, Aroma, Sodium Bicarbonate, Benzyl Alcohol, Sodium Saccharin, Xanthan Gum, Sodium Hydroxide, Tea Tree Leaf Oil, Eucalyptus Globulus Leaf Oil, Salvia Officinalis Leaf Oil. Contém Monofluorofosfato de Sódio (1450 ppm de Flúor).

10. (Uerj) Certos medicamentos são preparados por meio de uma série de diluições. Assim, utilizando-se uma quantidade de água muito grande, os medicamentos obtidos apresentam concentrações muito pequenas. A unidade mais adequada para medir tais concentrações é denominada ppm: 1 ppm corresponde a 1 parte de soluto em 1 milhão de partes de solução. Considere um medicamento

preparado com a mistura de 1 g de um extrato vegetal e 100 kg de água pura. A concentração aproximada desse extrato vegetal no medicamento, em ppm, está indicada na seguinte alternativa:

- a) 0,01. c) 1,00.
b) 0,10. x d) 10,00.

11. (Puccamp-SP) A dispersão dos gases SO_2 , NO_2 , O_3 , CO e outros poluentes do ar fica prejudicada quando ocorre a inversão térmica. Considere que numa dessas ocasiões a concentração do CO seja de 10 volumes em $1 \cdot 10^6$ volumes de ar (10 ppm = 10 partes por milhão). Quantos m^3 de CO há em $1 \cdot 10^3 \text{ m}^3$ do ar?

- a) 100 d) 0,10
b) 10,0 x e) 0,010
c) 1,00

12. (FGV-SP) Dizer que uma solução desinfetante “apresenta 1,5% de cloro ativo” é equivalente a dizer que a concentração de cloro ativo nessa solução é:

- a) $1,5 \cdot 10^6$ ppm. d) 1,5 ppm.
b) $1,5 \cdot 10^{-2}$ ppm. x e) 1 500 ppm
c) 150 ppm.

13. (Unifesp) A contaminação de águas e solos por metais pesados tem recebido grande atenção dos ambientalistas, devido à toxicidade desses metais ao meio aquático, às plantas, aos animais e à vida humana. Dentre os metais pesados há o chumbo, que é um elemento relativamente abundante na crosta terrestre, tendo uma concentração ao redor de 20 ppm (partes por milhão). Uma amostra de 100 g da crosta terrestre contém um valor médio, em mg de chumbo, igual a:

- x a) 20. c) 5. e) 1.
b) 10. d) 2.

14. (FCM Santa Casa-SP) O Formulário Nacional da Farmacopeia Brasileira indica na preparação do “lugol forte”, solução indicada para tratamento da deficiência de iodo e hipertireoidismo, a seguinte formulação:

Componentes	Fórmula química	Quantidade
iodo ressublimado	I_2	5 g
iodeto de potássio	KI	10 g
água purificada q.s.p.	H_2O	100 mL

Fonte: www.anvisa.gov.br (Adaptado)

Considere que “q.s.p.” seja a “quantidade suficiente para”, isto é, a quantidade de solvente até que se atinja o volume final da solução; que o teor de iodo no iodeto de potássio seja 75%; e que 1,0 mL da solução de “lugol forte” = 20 gotas = 1,0 g.

A quantidade total de iodo contida em 1 gota de “lugol forte” é:

- a) 3,75 mg. x d) 6,25 mg.
b) 2,50 mg. e) 5,00 mg.
c) 7,50 mg.

15. (Enem) A toxicidade de algumas substâncias é normalmente representada por um índice conhecido como DL_{50} (dose letal mediana). Ele representa a dosagem aplicada a uma população de seres vivos que mata 50 % desses indivíduos e é normalmente medido utilizando-se ratos como cobaias. Esse índice é muito importante para os seres humanos, pois ao se extrapolar os dados obtidos com o uso de cobaias, pode-se determinar o nível tolerável de contaminação de alimentos, para que possam ser consumidos de forma segura pelas pessoas. O quadro apresenta três pesticidas e suas toxicidades. A unidade mg/kg indica a massa da substância ingerida pela massa da cobaia.

Pesticidas	DL_{50} (mg/kg)
Diazinon	70
Malation	1 000
Atrazina	3 100

Sessenta ratos, com massa de 200 g cada, foram divididos em três grupos de vinte. Três amostras de ração, contaminadas, cada uma delas com um dos pesticidas indicados no quadro, na concentração de 3 mg por grama de ração, foram administradas para cada grupo de cobaias. Cada rato consumiu 100 g de ração.

Qual(ais) grupo(s) terá(ão) uma mortalidade mínima de 100 ratos?

- a) O grupo que se contaminou somente com atrazina.
b) O grupo que se contaminou somente com diazinon.
c) Os grupos que se contaminaram com atrazina e malation.
x d) Os grupos que se contaminaram com diazinon e malation.
e) Nenhum dos grupos contaminados com atrazina, diazinon e malation.

Um grande número de compostos químicos danosos, como o DDT, a dioxina e os bifenilos policlorados (PCBs), pode estar presente em águas que são despejadas de atividades industriais, emissões atmosféricas, substâncias utilizadas na agricultura e até mesmo em despejos domésticos. Podem ocorrer ainda casos de contaminação de gado e peixes, uma vez que, através do consumo de água contaminada, esses animais podem acumular esses compostos no corpo.

O consumo de água contaminada com esses produtos químicos por humanos pode levar ao desenvolvimento de um grande número de doenças e a vários efeitos adversos na saúde, como aumento do risco de câncer, danos no fígado e até mesmo danos no sistema nervoso central.

Governos ao redor do mundo têm unido forças para banir a produção de uma série desses produtos químicos, que são denominados também de poluentes orgânicos persistentes (POPs).

O tratado original entre os governos listava doze substâncias que foram apelidadas de “Dúzia Suja”.



Lucas Lacaz Ruiz/Folhapress

A “Dúzia Suja”	
1. Aldrina — inseticida	7. Furano — subproduto industrial
2. Clordano — inseticida	8. Heptacloro — inseticida
3. DDT — inseticida	9. Hexaclorobenzeno — fungicida, subproduto industrial
4. Dieldrina — inseticida	10. Mirex — inseticida, retardante de fogo
5. Dioxina — subproduto industrial	11. Bifenilos policlorados (PCBs) — isoladores elétricos
6. Eldrina — inseticida	12. Toxafeno — inseticida

Um problema comum a todas essas substâncias é que elas são persistentes no meio ambiente. Esses compostos são bastante estáveis e não são facilmente degradados nas condições ambientais mais comuns. Uma vez que chegam ao meio ambiente, tendem a permanecer lá por um longo tempo.

Um segundo problema relacionado a essas substâncias é que elas contribuem para um problema denominado bioamplificação. Devido ao seu caráter não polar, essas substâncias são armazenadas e concentram-se no tecido adiposo dos animais que as consomem. Nas cadeias alimentares, os organismos maiores tendem a consumir um maior número dos organismos menores, de modo a amplificar a acumulação e o armazenamento dessas substâncias. O resultado, portanto, é o aumento da concentração dessas substâncias conforme seguem as cadeias alimentares, resultando, assim, no efeito da bioamplificação.

Nos Estados Unidos, a presença desses contaminantes nos suprimentos de água é monitorada por agências de proteção ambiental. Uma das funções dessas agências é estabelecer os limites que são considerados seguros para cada uma dessas substâncias na água potável e nos alimentos.

Observe abaixo as concentrações limites para algumas das doze substâncias mencionadas acima.

Nível de Contaminante Máximo (NCM) para alguns químicos da “Dúzia Suja”	
Clordano	0,002 ppm
Dioxina	0,00000003 ppm
Heptacloro	0,0004 ppm
Hexaclorobenzeno	0,001 ppm

Referência: TRO, Nivaldo J. *Chemistry: a molecular approach*. 4. ed. p. 590. Boston: Pearson, 2017. Traduzido pelo autor.

Reflita

1. As poluições de água, solo e ar são consideradas críticas devido principalmente à capacidade de difusão dos poluentes por esses meios. Considerando que a concentração limite de hexaclorobenzeno nas águas (0,001ppm) também pode ser considerada como referência para a contaminação dos solos, discuta se uma porção de 200 g de solo com a presença de 1 mg de hexaclorobenzeno está dentro do limite considerado aceitável para essa substância.
2. Em 1976 um grave acidente envolvendo uma fábrica em Seveso, ao norte da Itália, acabou por provocar a liberação de grande quantidade de dioxina. Esse acidente provocou sérios danos, por exemplo, cerca de 3 000 animais mortos (aves e coelhos) diretamente no acidente, e dois anos após o ocorrido, em 1978, cerca de 80 000 animais tiveram de ser sacrificados por causa da contaminação. Cerca de quinze crianças foram hospitalizadas com inflamações e lesões na pele. Não houve registros de mortes diretas de pessoas devido ao acidente, no entanto, nos anos posteriores ao acidente, a região de Seveso apresentou um aumento do índice de vítimas de doenças cardíacas e vasculares, ocorrência de leucemia, tumores cerebrais e doenças de pele.



Dino Fracchia/Alamy/FotoAerea

Fonte: <www.dw.com/pt-br/1976-explos%C3%A3o-provoca-vazamento-de-dioxina-em-seveso/a-871315> e <http://sindiracoes.org.br/wp-content/uploads/2017/01/rubia_dioxin_toxicology.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2018.

Considerando que a dose letal de dioxina para um indivíduo é de cerca de 1 µg/kg, qual seria a massa de dioxina, em gramas, que levaria à morte um indivíduo de 80 kg? A massa de dioxina corresponderia a qual porcentagem da massa total do indivíduo?

Relação número de mol/volume

Uma das formas mais comuns de exprimir a concentração de uma solução relaciona o número de mol de soluto e o volume da solução em litros, sendo denominada **concentração em mol/L** ou ainda concentração em quantidade de matéria/L.

Observe o preparo da solução a seguir.

Note que foram utilizados 4,0 g de NaOH e que a massa molar do NaOH é igual a 40 g/mol. Logo, temos:

Ilustrações: Conceitograf/Arquivo da editora

4,0 g de NaOH
massa do soluto

1 L

água

solução

$m_1 = 4,0 \text{ g de NaOH}$

$V = 1,0 \text{ L}$ — volume de solução

$M_1 = 40 \text{ g/mol}$ — massa molar do soluto

1 mol de NaOH — 40 g
x — 4,0 g
x = 0,1 mol de NaOH

Assim, em nossa solução existe 0,1 mol de NaOH em 1,0 L de solução, isto é, 0,1 mol/L.

Esse valor corresponde à concentração em quantidade de matéria ou mol/L da solução e indica o número de mol do soluto por litro da solução. Essa concentração é normalmente representada pela letra m .

A expressão para calcular a concentração em mol/L (m) é:

$$m = \frac{\text{número de mol do soluto}}{\text{volume da solução (L)}} \quad \text{ou} \quad m = \frac{n_1}{V \text{ (L)}}$$

Aplicando essa fórmula ao nosso exemplo, temos:

$$m = \frac{0,1 \text{ mol de NaOH}}{1,0 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Em alguns exames de seleção, como os vestibulares, a concentração em mol/L era denominada molaridade ou ainda concentração molar e era representada por M. Assim: 0,1 mol/L era representada por 0,1 M ou 0,1 molar.

Vejamos outro exemplo. Em cada 100 mL (0,10 L) de suco gástrico produzido pelo estômago durante o processo de digestão, existe 0,0010 mol de HCl, e a concentração dessa solução em mol/L pode ser determinada da seguinte maneira:

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,10 \text{ L} \text{ — } 0,0010 \text{ mol de HCl} \\ 1 \text{ L} \text{ — } x \end{array} \right. \\ x = 0,010 \text{ mol de HCl/L}$$

Ou, ainda, aplicando a fórmula:

$$m = \frac{0,0010 \text{ mol de HCl}}{0,10 \text{ L}} = 0,010 \text{ mol/L}$$



Paulo César Pereira/Arquivo da editora

Os íons H^+ e Cl^- compõem o suco gástrico. Representação em corte de estômago para visualização do seu interior.

Concentração em mol/L dos íons

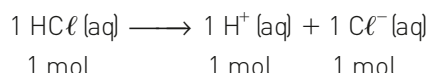
Algumas substâncias originam íons quando dissolvidas em água.

Se conhecermos as fórmulas das substâncias dissolvidas em água e a concentração em mol/L de suas soluções, teremos condições de determinar as concentrações em mol/L dos íons presentes nessas soluções. Veja, a seguir, alguns exemplos.

• 1º exemplo

Determinação das concentrações em mol/L dos íons H^+ e Cl^- em uma solução aquosa 0,01 mol/L de HCl .

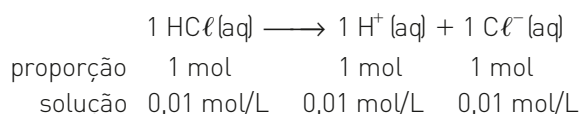
Considerando que o HCl se ioniza totalmente, segundo a equação:



podemos perceber que 1 mol de HCl origina 1 mol de H^+ e 1 mol de Cl^- ; assim, o número de mol de H^+ e de Cl^- é igual ao número de mol de HCl com que foi preparada a solução.

Como a solução de HCl tem concentração 0,01 mol/L, em 1 litro dela foi dissolvido 0,01 mol de HCl , que originou 0,01 mol de H^+ e 0,01 mol de Cl^- . Portanto, as concentrações dos íons H^+ e Cl^- são iguais a 0,01 mol/L.

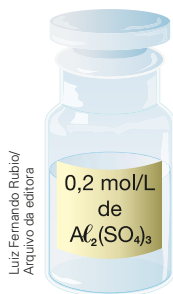
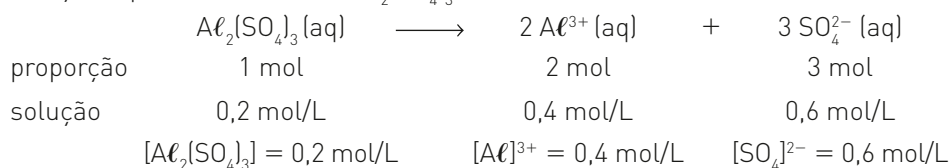
Esquemáticamente, temos:



A concentração em mol/L dos íons presentes na solução é proporcional ao número de mol de cada íon, ou seja, é proporcional aos seus respectivos coeficientes na equação de ionização ou de dissociação.

• 2º exemplo

Determinação das concentrações em mol/L dos íons Al^{3+} e SO_4^{2-} em uma solução aquosa 0,2 mol/L de $Al_2(SO_4)_3$.



Fundamentando seus conhecimentos

1. Prepararam-se quatro soluções conforme a ilustração:

1 mol de soluto em 1 L de solução	1 mol de soluto em 500 cm³ de solução	2 mol de soluto em 250 cm³ de solução	0,3 mol de soluto em 250 cm³ de solução
Concentração a mol/L	Concentração b mol/L	Concentração c mol/L	Concentração d mol/L

Determine os valores de a, b, c e d.

2. Foram adicionados 3,42 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ em água, originando uma solução de 500 mL.

(Massas atômicas: C = 12; H = 1; O = 16.)

Com base nessas informações, responda:

- Qual é o valor da massa do soluto?
- Qual é o valor da massa molar do soluto?
- Qual é o volume da solução em litros?
- Qual é o valor da concentração da solução em mol/L?

3. Determine a massa em gramas de KOH necessária para preparar 2,0 L de solução 0,25 mol/L. (Massa molar do KOH = 56 g/mol.)

4. Uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,01 mol/L contém 9,8 g de H_2SO_4 . Determine o volume em litros dessa solução. (Massa molar do H_2SO_4 = 98 g/mol.)

5. Calcule a concentração em mol/L dos íons Ca^{2+} e Cl^- em uma solução 0,02 mol/L de $CaCl_2$.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. O banho de permanganato de potássio é muito antigo e indicado como germicida no tratamento de feridas cutâneas infeccionadas, por exemplo, nas coceiras causadas pela catapora e também para problemas vaginais como corrimentos. Essas soluções eram comercializadas em frascos contendo 0,316 g do sal dissolvidos em 500 mL de solução. A respeito dessas soluções aquosas, responda aos itens.

- Qual a sua concentração em g/mL?
- Qual a sua concentração em g/L?
- Qual a sua concentração em mol/L?

Dado: massa molar do $KMnO_4$ = 158 g/mol.

2. (UPF-RS) Mediu-se a massa de 0,5 g de um ácido orgânico de massa molar $100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, colocou-se em um balão volumétrico de capacidade 500 mL e completou-se com água. Qual a concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dessa solução?

- $0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

3. (UFRGS-RS) O trióxido de arsênio, As_2O_3 , é utilizado como quimioterápico no tratamento de alguns tipos de leucemia mieloide aguda. O protocolo de um determinado paciente indica que ele deva receber uma infusão intravenosa com 4,95 mg de trióxido de arsênio, diluídos em soro fisiológico até o volume final de 250 mL.

A concentração em mol/L de trióxido de arsênio na solução utilizada nessa infusão é:

Dado: Massa Molar As_2O_3 = 198 g/mol

- $1,0 \cdot 10^{-1}$
- $2,5 \cdot 10^{-2}$
- $1,0 \cdot 10^{-4}$
- $2,5 \cdot 10^{-5}$
- $1,0 \cdot 10^{-6}$

4. (Uerj) Para evitar a proliferação do mosquito causador da dengue, recomenda-se colocar, nos pratos das plantas, uma pequena quantidade de água sanitária de uso doméstico. Esse produto consiste em uma solução aquosa diluída de hipoclorito de sódio, cuja concentração adequada, para essa finalidade, é igual a 0,1 mol/L.

Para o preparo de 500 mL da solução a ser colocada nos pratos, a massa de hipoclorito de sódio necessária é, em gramas, aproximadamente igual a: ($NaClO$ = 74,5 g/mol)

- 3,7.
- 4,5.
- 5,3.
- 6,1.

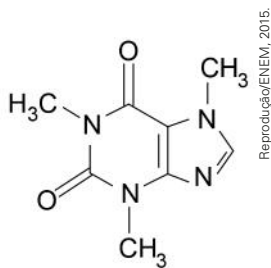
5. (IFBA) Problemas e suspeitas vêm abalando o mercado do leite longa vida há alguns anos. Adulterações com formol, álcool etílico, água oxigenada e até soda cáustica no passado não saem da cabeça do consumidor precavido. Supondo que a concentração do contaminante formol (CH_2O) no leite "longa vida integral" é cerca de 3,0 g por 100 mL do leite. Qual será a concentração em mol de formol por litro de leite?

- 100,0 mol/L
- 10,0 mol/L
- 5,0 mol/L
- 3,0 mol/L

- 1,0 mol/L

6. (Enem-PPL) A cafeína é um alcaloide, identificado como 1,3,7-trimetilxantina (massa molar igual a 194 g/mol) cuja estrutura química contém uma unidade de purina, conforme representado a seguir.

Esse alcaloide é encontrado em grande quantidade nas sementes de café e nas folhas de chá-verde. Uma xícara de café contém, em média, 80 mg de cafeína.



MARIA, C. A. B.; MOREIRA, R. F. A. Cafeína: revisão sobre métodos de análise. **Química Nova**, n. 1, 2007 (adaptado).

Considerando que a xícara descrita contém um volume de 200 mL de café, a concentração, em mol/L, de cafeína nessa xícara é mais próxima de:

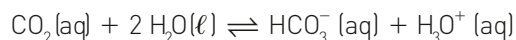
- a) 0,0004.
 - ☒ b) 0,002.
 - c) 0,4.
 - d) 2.
 - e) 4.
7. (Imed-RS) Um aluno precisa preparar 0,50 L de uma solução 2 mol/L de Nitrato de Prata. Assinale a alternativa que apresenta a massa de AgNO_3 necessária para preparar essa solução.
- a) 17 g de AgNO_3 .
 - b) 34 g de AgNO_3 .
 - c) 154 g de AgNO_3 .
 - ☒ d) 170 g de AgNO_3 .
 - e) 340 g de AgNO_3 .
8. (IFPE) O ácido bórico (H_3BO_3) ou seus sais, como borato de sódio e borato de cálcio, são bastante usados como antissépticos, inseticidas e como retardantes de chamas. Na medicina oftalmológica, é usado como água boricada, que consiste em uma solução de ácido bórico em água destilada.
- Sabendo-se que a concentração em quantidade de matéria (mol/L) do ácido bórico, nessa solução, é 0,5 mol/L, assinale a alternativa correta para a massa de ácido bórico, em gramas, que deve ser pesada para preparar 200 litros desse medicamento.
- Dados: Massas molares, em g/mol: H = 1; B = 11; O = 16.
- a) 9 500
 - b) 1 200
 - ☒ c) 6 200
 - d) 4 500
 - e) 3 900

9. (Uepa) As informações destacadas abaixo foram retiradas do rótulo de um refrigerante “zero açúcar”:

Ingredientes:

Água gaseificada, extrato de noz de cola, cafeína, aroma natural, corante, caramelo IV, acidulante ácido fosfórico, edulcorantes artificiais: ciclamato de sódio (24 mg), acessulfame de potássio (5 mg) e aspartame (12 mg por 100 mL) conservador, benzoato de sódio, regulador de acidez, citrato de sódio. Prazo de validade/lote: vide marcação. Aut. CCI/RJ Ind. Brasileira.

A água gaseificada apresenta o seguinte equilíbrio químico:



E ainda estão presentes acidulantes utilizados para realçar o sabor e para inibir o desenvolvimento de microrganismos. Os acidulantes, comumente usados pela indústria alimentícia, são os ácidos cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) e fosfórico (H_3PO_4). Para regular a acidez do meio usa-se o citrato de sódio ($\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_7\text{Na}$) e para substituir o açúcar usa-se o aspartame ($\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$) e o ciclamato de sódio ($\text{NaC}_6\text{H}_{12}\text{SNO}_3$).

Em 100 mL do refrigerante, exposto no texto, a concentração em mol/L de ciclamato de sódio ($\text{NaC}_6\text{H}_{12}\text{SNO}_3$), conforme o rótulo, é:

Dados: considere a massa molar do ciclamato de sódio = 201 g/mol.

- a) $5,0 \cdot 10^{-4}$ mol/L.
 - ☒ b) $1,2 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
 - c) $3,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
 - d) $4,7 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
 - e) $5,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
10. (UFPA) Devido à toxicidade do íon lítio, a concentração máxima desse íon no sangue deve ser de $1,0 \text{ mmol}^{-1}$. Considerando que um adulto tenha 5 litros de sangue, a massa total (em mg) de íons lítio no sangue desse adulto deve ser de aproximadamente:
- Dado: Massa molar Li (g · mol⁻¹) = 6,94
- 1 mmol = 1 milimol = 0,001 mol
- a) 6,9.
 - b) 13,9.
 - c) 20,8.
 - d) 27,8.
 - ☒ e) 34,7.

Relações entre concentração comum, título, densidade e concentração em mol/L

Observe as relações a seguir:

$$\left. \begin{array}{l} C = \frac{m_1(\text{g})}{V(\text{L})} \\ \tau = \frac{m_1}{m} \end{array} \right\} \underbrace{m_1}_{\text{g}} = \underbrace{C \cdot V}_{\frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \text{L}} = \tau \cdot \underbrace{m}_{\text{g}}$$

$$\left. \begin{array}{l} C = \frac{m_1}{V(\text{L})} \\ \tau = \frac{m_1}{m} \end{array} \right\} m_1 = C \cdot V = \tau \cdot m$$

$$C = \tau \cdot \frac{m}{V} \Rightarrow C = \tau \cdot d$$

$$\eta = \frac{\textcircled{m}}{M_1 \cdot \textcircled{V}} \Rightarrow \eta \cdot M_1 = C$$

Assim, temos:

$$C = \tau \cdot d = \eta \cdot M_1$$

Exercício resolvido

(Unifesp) O ácido nítrico é um dos ácidos mais utilizados na indústria e em laboratórios químicos. É comercializado em diferentes concentrações e volumes, como frascos de 1 litro de solução aquosa, que contém 60% em massa de HNO_3 (massa molar 63 g/mol).

Por se tratar de ácido forte, encontra-se totalmente na forma ionizada quando em solução aquosa diluída. É um líquido incolor, mas adquire coloração castanha quando exposto à luz, devido à reação de fotodecomposição.

Nessa reação, o ácido nítrico decompõe-se em dióxido de nitrogênio, gás oxigênio e água.

Escreva as equações químicas, devidamente balanceadas, da reação de fotodecomposição do ácido nítrico e da ionização do ácido nítrico em meio aquoso.

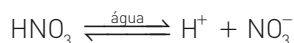
A 20 °C, a solução aquosa de ácido nítrico descrita apresenta concentração 13,0 mol/L. Qual é a densidade dessa solução nessa mesma temperatura? Apresente os cálculos efetuados.

Solução

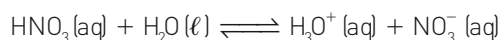
A decomposição do ácido nítrico origina dióxido de nitrogênio, gás oxigênio e água. A equação balanceada que representa a reação é:



A sua ionização pode ser representada simplificada por:



ou mais detalhadamente por:



Esse item pode ser resolvido de duas maneiras:

1ª maneira: Inicialmente, escreveremos os dados.

Volume da solução: 1 L

60% em massa de HNO_3 ($t = 0,6$)

Massa molar = 63 g · mol⁻¹

M = 13,0 mol/L

d = ?

A densidade da solução é a razão entre a massa da solução e o volume da solução:

$$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}}$$

Vamos trabalhar com **1,0 L de solução** e, a partir disso, determinar a massa da solução.

Sabemos que a concentração em mol/L:

$$1,0 \text{ L de solução} \longrightarrow 3 \text{ mol de HNO}_3$$

$$1,0 \text{ L de solução} \longrightarrow 13 \text{ mol} \left(\frac{63 \text{ g}}{\text{mol}} \right)$$

$$1,0 \text{ L de solução} \longrightarrow 819 \text{ g de HNO}_3$$

A porcentagem em massa de HNO_3 é 60%:

$$60 \% \longrightarrow 819 \text{ g}$$

$$100 \% \longrightarrow x$$

Massa da solução $x = 1365 \text{ g}$

Assim, a densidade da solução será 1365 g/L .

2ª maneira:

Utilizando as fórmulas:

$$d \cdot \tau = \eta \cdot M_1$$

$$d \cdot 0,6 = 1,3 \cdot \frac{\cancel{\text{mol}}}{\text{L}} \cdot 63 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{mol}}}$$

$$d = \frac{819}{0,6} \text{ g/L}$$

$$d = 1365 \text{ g/L}$$

Fundamentando seus conhecimentos

Observe as informações contidas no frasco abaixo e responda às questões **1 a 4**.



1. Qual é a massa de HCl em 100 g de solução?
2. Qual é a massa de 1,0 L de solução?
3. Qual é o valor do título dessa solução?
4. Determine a concentração em g/L dessa solução.

5. Determine o título de uma solução aquosa de H_2SO_4 de concentração 500 g/L e densidade igual a 1250 g/L.
6. Uma solução aquosa 1,5 mol/L de ácido acético apresenta qual concentração em g/L? (Massa molar do ácido acético = 60 g/mol.)
7. (UEM-PR) Qual é a molaridade de uma solução aquosa de hidróxido de sódio que apresenta $C = 80 \text{ g/L}$? (H = 1; Na = 23; O = 16)
8. (PUC-MG) Uma solução aquosa de CuBr_2 ($M = 224 \text{ g/mol}$) tem concentração igual a 22,4 g/L e densidade praticamente igual a 1 g/mL. A concentração mol/L dessa solução é igual a, aproximadamente:
x a) 0,10. d) 1,00.
b) 0,16. e) 2,26.
c) 0,22.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Fuvest-SP) Uma dada solução aquosa de hidróxido de sódio contém 24% em massa de NaOH. Sendo a densidade da solução 1,25 g/mL, sua concentração, em g/L, será aproximadamente igual a:

☒ a) 300. c) 125. e) 19.
b) 240. d) 80.

2. (UFRGS-RS) O formol é uma solução aquosa de metanal (HCHO) a 40%, em massa, e possui densidade de 0,92 g/mL.

Essa solução apresenta:

a) 920 g de metanal em 1 L de água.
b) 40 g de metanal em 100 mL de água.
c) 4 g de metanal em 920 g de solução.
☒ d) 4 g de metanal em 10 g de solução.
e) 9,2 g de metanal em 100 mL de água.

3. (Enem) O soro fisiológico é uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) comumente utilizada para higienização ocular, nasal, de ferimentos e de lentes de contato. Sua concentração é 0,90% em massa e densidade igual a 1,0 g/mL. Qual massa de NaCl, em grama, deverá ser adicionada à água para preparar 500 mL desse soro?

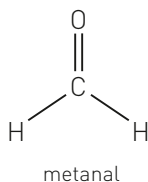
a) 0,45 d) 9,00
b) 0,90 e) 45,00
☒ c) 4,50

4. (UPF-RS) O rótulo de uma garrafa indica que a concentração de íons cálcio (Ca^{2+} [aq]) da água mineral nela contida é de $40,08 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. Considerando que uma pessoa ingere 1 litro dessa água, assinale a alternativa que indica **corretamente** a quantidade de íons Ca^{2+} [aq] consumida por ela. Dado: $\text{Ca} = 40,08$

a) $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d) $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
b) $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e) $10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
☒ c) $0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

5. (Fasm-SP)

A Anvisa não registra alisantes capilares conhecidos como “escova progressiva” que tenham como base o formol (metanal) em sua fórmula. A substância só tem uso permitido em cosméticos nas funções de conservante com limite máximo de 0,2% em massa, solução cuja densidade é 0,92 g/L.



(www.anvisa.gov.br. Adaptado.)

- a) Escreva a fórmula molecular do formol. Sabendo-se que a constante de Avogadro é $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, calcule o número de moléculas contidas em 1 g dessa substância, cuja massa molar é igual a 30 g/mol.

- b) Calcule a concentração, em g/L da solução de formol citada no texto. Apresente os cálculos.

6. (Uerj) Em condições ambientes, o cloreto de hidrogênio é uma substância molecular gasosa de fórmula HCl. Quando dissolvida em água, ioniza-se e passa a apresentar caráter ácido.

Admita uma solução aquosa saturada de HCl com concentração percentual mássica de 36,5% e densidade igual a $1,2 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$.

Calcule a concentração dessa solução, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, e nomeie a força intermolecular existente entre o HCl e a água.

7. (UEPB)

Seca na Paraíba

A Paraíba, bem como todo o Nordeste, passa pela pior seca dos últimos cinquenta anos. A situação hídrica está em nível crítico, com mais da metade dos mananciais monitorados abaixo de 20% da capacidade de armazenamento da água. Esta diminuição do volume de água armazenada impede que seja utilizada para consumo humano. Além disso, as águas de poços artesianos que ainda resistem também têm concentração elevada de sais. Com a finalidade de classificar as águas quanto a seus usos, de acordo com a quantidade presente de determinadas substâncias, o Conselho Nacional do Meio Ambiente (CONAMA) resolveu editar Resolução 357, de 17 de março de 2005.

Sabendo que para que uma água seja classificada como doce deve ter uma salinidade não maior que 0,05% (g/100 g de água), qual a máxima concentração em quantidade de matéria de sal em termos de hidrogenocarbonato de potássio para que uma amostra de água seja considerada doce? Considere a densidade da água igual a 1 g/mL.

a) $5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
b) $5,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
c) 0,05 mol/L
d) 0,0595 mol/L
☒ e) $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Água oxigenada: uma solução aquosa

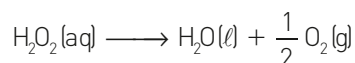
A água oxigenada, normalmente comercializada em farmácias, é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio [H_2O_2 (aq)], em cujo rótulo aparecem indicações do tipo “10 volumes”, “20 volumes”, etc.

É uma solução líquida, incolor e transparente que pode apresentar aspecto viscoso em altas concentrações (100 volumes), sendo usada, nesse caso, em laboratórios e indústrias. Na concentração de 10 volumes, ela é utilizada como agente bactericida nos ferimentos externos e em gargarejos, por ter ação antiséptica. Em outras concentrações, também é utilizada como alvejante de tecidos, pele de animais, pelos e cabelos.

Entre seus muitos usos, pode-se citar ainda seu emprego:

- na indústria alimentícia, como conservante;
- na agricultura, como bactericida e fungicida de sementes;
- na restauração de pinturas a óleo, para regenerar as cores brancas que escurecem pela ação de alguns poluentes atmosféricos.

A decomposição do peróxido de hidrogênio pode ser representada pela equação:



Você já deve ter notado que a água oxigenada é vendida em frascos escuros ou em plásticos opacos. Isso se deve ao fato de a luz ser um dos fatores responsáveis pela sua decomposição (fotólise), na qual ocorre a liberação de gás oxigênio. Por esse motivo, as concentrações das soluções de água oxigenada são definidas em função do volume de O_2 (g) liberado (medido nas CNTP) por unidade de volume da solução.

Dessa maneira, a água oxigenada de concentração 10 volumes libera 10 litros de O_2 (g) por litro de solução. Para obtermos 1 litro de uma solução de água oxigenada a 10 volumes, devemos dissolver uma massa (m_1) de H_2O_2 em água, que irá liberar, em sua decomposição, 10 litros de O_2 , medidos nas CNTP.

A determinação da massa (m_1) é feita da seguinte maneira, conhecendo-se a massa molar do H_2O_2 , que é $34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol} &\longrightarrow 0,5 \text{ mol} \\ 34 \text{ g} &\longrightarrow 11,2 \text{ L (CNTP)} \\ m_1 &\longrightarrow 10 \text{ L} \\ m_1 &= \frac{34 \text{ g} \cdot 10 \text{ L}}{11,2 \text{ L}} \Rightarrow m_1 = 30,3 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}_2 \end{aligned}$$

Assim, a massa $m_1 = 30,3 \text{ g}$ de H_2O_2 é a necessária para produzir 1,0 litro de solução de água oxigenada a 10 volumes.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

// Água oxigenada sendo aplicada em ferimento.

Exercícios resolvidos

1. (Ence-Uerj-Cefet-UFRJ) Para a prevenção de cáries, em substituição à aplicação local de flúor nos dentes, recomenda-se o consumo de “água fluoretada”. Sabendo que a porcentagem, em massa, de fluoreto de sódio na água é de $2 \cdot 10^{-4}\%$, um indivíduo que bebe 1 litro dessa água, diariamente, terá ingerido uma massa desse sal igual a: (Densidade da água fluoretada: 1,0 g/mL.)

- a) $2 \cdot 10^{-3}$ g.
- b) $3 \cdot 10^{-3}$ g.
- c) $4 \cdot 10^{-3}$ g.
- d) $5 \cdot 10^{-3}$ g.
- e) $6 \cdot 10^{-3}$ g.

Solução

O valor da porcentagem em massa indica que existem:

$$2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF} \text{ ————— } 100 \text{ g de solução}$$

Como a densidade da solução é 1,0 g/mL, ou seja, 1000 g/L, se um indivíduo ingerir 1 L, ele estará ingerindo 1000 gramas dessa solução. Então:

$$\begin{aligned} 100 \text{ g de solução} &\text{ ————— } 2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF} \\ 1000 \text{ g de solução} &\text{ ————— } x \\ x &= \frac{1000 \text{ g de solução} \cdot 2 \cdot 10^{-4} \text{ g de NaF}}{100 \text{ g de solução}} \Rightarrow \\ \Rightarrow x &= 2 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaF} \end{aligned}$$

Outra maneira de resolvermos essa questão é pela aplicação da fórmula de título (τ):

$$\left. \begin{aligned} \tau \cdot 100\% &= \% \text{ em massa} \\ \frac{m_1}{m} \cdot 100\% &= \% \text{ em massa} \end{aligned} \right\} \text{ onde } m_1 = ?$$

$$m = 1000 \text{ g}$$

$$\% \text{ em massa} = 2 \cdot 10^{-4}\%$$

$$\frac{m_1}{1000 \text{ g}} \cdot 100\% = 2 \cdot 10^{-4}\%$$

$$m_1 = \frac{2 \cdot 10^{-4} \% \cdot 1000 \text{ g}}{100 \%} \Rightarrow m_1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaF}$$

2. Um alimento contendo mais de 0,05 ppm de Pb^{2+} é impróprio para o consumo. A análise de uma amostra de morangos acusou $2 \cdot 10^{-5}\%$ em massa de Pb^{2+} .

- a) A amostra de morangos deve ou não ser confiscada? Justifique por meio de cálculos.
- b) Quantos mol de Pb^{2+} uma pessoa ingere ao comer 100 g desses morangos? Utilize o valor 200 g/mol para a massa molar do chumbo.

Solução

- a) Como a análise da amostra acusou uma porcentagem de $2 \cdot 10^{-5}\%$ em massa de Pb^{2+} , temos:

$$\begin{aligned} 2 \cdot 10^{-6} \text{ g de Pb}^{2+} &\text{ ————— } 100 \text{ g da amostra} \\ x &\text{ ————— } 10^6 \text{ g da amostra} \\ x &= \frac{2 \cdot 10^{-6} \text{ g de Pb}^{2+} \cdot 10^6 \text{ g da amostra}}{100 \text{ g da amostra}} \end{aligned}$$

$$x = 2 \cdot 10^{-2} \text{ g de Pb}^{2+} = 0,02 \text{ ppm}$$

Como esse valor é inferior ao máximo permitido, que é 0,05 ppm, a amostra não deve ser confiscada.

- b) Se uma pessoa ingerir 100 g desses morangos, estará ingerindo $2 \cdot 10^{-6}$ g de Pb^{2+} , como foi visto no item a.

Assim, o número de mol de chumbo existente nessa massa é:

$$n = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow n = \frac{2 \cdot 10^{-6} \text{ g}}{200 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow 10^{-8} \text{ mol de Pb}^{2+}$$

3. Uma solução aquosa contém os seguintes íons nas concentrações indicadas:

$$\text{Na}^+ \text{ ————— } 9,2 \text{ g/L}$$

$$\text{Mg}^{2+} \text{ ————— } 3,00 \text{ g/L}$$

$$\text{Al}^{3+} \text{ ————— } 2,25 \text{ g/L}$$

$$\text{NO}_3^- \text{ ————— } 31,0 \text{ g/L}$$

$$\text{SO}_4^{2-} \text{ ————— } x \text{ g/L}$$

Sabendo que esses são os únicos íons da solução, qual é o valor de x?

(Na = 23; Mg = 24; Al = 27; N = 14; O = 16; S = 32.)

Solução

Inicialmente, vamos calcular a concentração em mol/L dos íons:

$$[\text{Na}^+] = \frac{9,20}{23} = 0,40 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{3,00}{24} = 0,125 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{2,25}{27} = \frac{0,25}{3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{31,0}{62} = 0,50 \text{ mol/L}$$

Em qualquer solução, a carga total é igual a zero, isto é, o número total de mol de cargas positivas é igual ao número total de mol de cargas negativas.

$$[\text{Na}^+] = 1 \text{ carga}^+ = 0,40 \text{ mol} = 0,40 \text{ mol}^+$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 2 \text{ cargas}^+ = 0,125 \text{ mol} = 0,25 \text{ mol}^+$$

$$[\text{Al}^{3+}] = 3 \text{ cargas}^+ = \frac{0,25}{3} \text{ mol} = 0,25 \text{ mol}^+$$

$$\Sigma = 0,90 \text{ mol}^+$$

$$[\text{NO}_3^-] = 1 \text{ carga}^- = 0,50 \text{ mol} = 0,50 \text{ mol}^-$$

Logo, devem existir $0,40 \text{ mol}^-$.

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2 \text{ cargas}^- = x \text{ mol} \quad 2x = 0,40 \text{ mol}^-$$

$$x = 0,20 \text{ mol}$$

Na solução, existe $0,20 \text{ mol/L}$ de SO_4^{2-} .

Para determinarmos a concentração de SO_4^{2-} em g/L, vamos fazer a relação:

$$\text{massa molar do } \text{SO}_4^{2-} = 96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Assim,

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol } \text{SO}_4^{2-} & \text{---} & 96 \text{ g} \\ 0,2 \text{ mol } \text{SO}_4^{2-} & \text{---} & x \\ x & = & 19,2 \text{ g de } \text{SO}_4^{2-} \end{array}$$

Logo, a concentração em g/L será $19,2 \text{ g/L}$ de SO_4^{2-} .

Desafiando seus conhecimentos

Relação massa/volume (concentração comum)

1. (UEPG-PR) Analisando as cinco soluções de NaCl apresentadas na tabela abaixo, assinale o que for correto.

Solução	Volume da amostra (mL)	Massa de NaCl (g)
1	200	50
2	500	20
3	500	100
4	1000	100
5	1000	200

- 01) A solução 1 é a mais concentrada.
 02) A solução 2 é a menos concentrada.
 04) A solução 3 corresponde à metade da concentração da solução 4.
 08) A solução 3 possui a mesma concentração que a solução 5.
 16) Ao acrescentar 1000 mL à solução 4, tem-se a mesma concentração da solução 2.
 01, 02 e 08.

2. (PUC-RJ) Considere as seguintes informações:
- A quantidade de sais dissolvidos no Mar Morto é da ordem de $40 \cdot 10^9 \text{ t}$.
 - O volume de água no Mar Morto é $122 \cdot 10^9 \text{ m}^3$ com os sais dissolvidos.
 - A massa de 1,00 L de água do Mar Morto é 1,24 kg.

- IV. A massa de 1,00 L de água doce é 1,03 kg.
- Calcule a concentração de sais dissolvidos, em g/L nas águas do Mar Morto.
 - Calcule o volume de água do Mar Morto que tem massa equivalente à de 1,0 L de água doce.

3. (Enem) A utilização de processos de biorremediação de resíduos gerados pela combustão incompleta de compostos orgânicos tem se tornado crescente, visando minimizar a poluição ambiental. Para a ocorrência de resíduos de naftaleno, algumas legislações limitam sua concentração em até 30 mg/kg para solo agrícola e 0,14 mg/L para água subterrânea. A quantificação desse resíduo foi realizada em diferentes ambientes, utilizando-se amostras de 500 g de solo e 100 mL de água, conforme apresentado no quadro.

Ambiente	Resíduo de naftaleno (g)
Solo I	$1,0 \cdot 10^{-2}$
Solo II	$2,0 \cdot 10^{-2}$
Água I	$7,0 \cdot 10^{-6}$
Água II	$8,0 \cdot 10^{-6}$
Água III	$9,0 \cdot 10^{-6}$

O ambiente que necessita de biorremediação é o(a):

- solo I.
- solo II.
- água I.
- água II.
- água III.

4. (Vunesp-SP)

Soro de Ringer é uma solução isotônica composta de NaCl , KCl e $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ dissolvidos em água destilada, nas concentrações, em m/v, de 0,86%, 0,03% e 0,033% respectivamente.

(www.latinomercado.baxter.com. Adaptado.)

- Calcule as massas, em g, de cloreto de sódio, cloreto de cálcio di-hidratado e cloreto de potássio, necessárias para a preparação de 350 mL de soro de Ringer.
- Represente os íons encontrados no soro de Ringer.

5. (FGV-SP)

A cachaça é um produto genuinamente brasileiro reconhecido internacionalmente e registrado na Organização Mundial de Comércio. A produção artesanal, com a utilização de alambiques de cobre, atinge 300 milhões de litros por ano. Os apreciadores avaliam que o produto artesanal tem melhor qualidade e sabor do que o produzido em alambiques de aço inoxidável; entretanto a cachaça artesanal apresenta o teor de cobre residual que deve obedecer ao limite máximo de 5 mg/L

(http://www.scielo.br/pdf/qn/v32n4/v32n4a04.pdf. Adaptado)

A quantidade máxima de cobre, em quilogramas, que pode ser encontrada no volume considerado de cachaça artesanal produzida durante um ano no Brasil e que respeita o limite máximo de cobre nessa bebida é:

- $1,5 \cdot 10^2$.
- $1,5 \cdot 10^3$.
- $1,5 \cdot 10^4$.
- $1,5 \cdot 10^5$.
- $1,5 \cdot 10^6$.

6. (Cefet-MG) Um dos motivos da crescente contaminação das águas por hormônios presentes nos anticoncepcionais é o fato de que, 24 h após a ingestão de um comprimido contendo, em média, $35 \cdot 10^{-3}$ mg de etinilestradiol, 90% é excretado pela urina de forma inalterada e somente 10% é metabolizado. Considerando-se que uma mulher ingere um comprimido de anticoncepcional por dia e que o volume diário de urina é de 1,5 L a concentração média de etinilestradiol na urina dessa mulher, em g/L, é igual a:

- $35,0 \cdot 10^{-6}$.
- $31,5 \cdot 10^{-6}$.
- $30,0 \cdot 10^{-6}$.
- $23,0 \cdot 10^{-6}$.
- $21,0 \cdot 10^{-6}$.

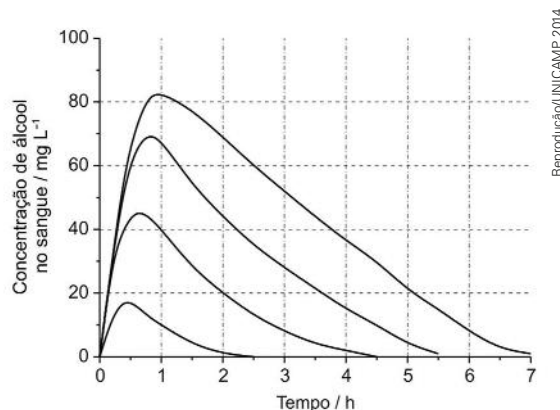
7. (Udesc) A Organização Pan-Americana e a Organização Mundial da Saúde recomendam a fluoretação das águas de abastecimento público como medida da mais alta prioridade para prevenção e controle da cárie dentária. De acordo com a Portaria nº 2914, do Ministério da Saúde de 2011, o valor máximo permitido de fluoreto presente na água de abastecimento público é de $1,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. Considerando um reservatório com capacidade de 1,50 milhões de metros cúbicos, assinale a alternativa que corresponde à massa de fluoreto de sódio que deve ser adicionada ao reservatório, para que a concentração final de fluoreto seja a máxima permitida.

Dado: $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$

- $5 \cdot 10^3 \text{ g}$
- 2,25 t
- 4,97 t
- $1,50 \cdot 10^6 \text{ g}$
- $42,0 \cdot 10^6 \text{ g}$

8. (Unicamp-SP) Quando uma pessoa ingere bebida alcoólica, cerca de 90% do álcool ingerido é absorvido no trato digestivo, na primeira hora. Esse álcool passa para a corrente sanguínea e é metabolizado no fígado. Sua eliminação, no entanto, leva muito mais tempo e é isso que torna ilegal uma pessoa dirigir nessa condição.

O gráfico abaixo mostra a concentração média de álcool no sangue em função do tempo, após um consumo rápido de 1, 2, 3 e 4 doses de destilado.



- a) De acordo com o gráfico, se uma pessoa ingere 4 doses de destilado, após quanto tempo a velocidade de metabolização do álcool será maior que a velocidade da absorção para a corrente sanguínea? Explique.

- b) Um teste do bafômetro realizado duas horas após a ingestão de destilado acusou a presença de 0,019 miligramas de álcool por litro de ar expirado por um condutor.

Considerando essas informações, e as contidas no gráfico, determine quantas doses de destilado o condutor havia ingerido. Justifique.

Dado: A proporção entre as concentrações de álcool (sangue: ar expirado) é de 2300:1.

Relação massa/massa e volume/volume (título, ppm e ppb)

9. (Fatec-SP)

O uso de flúor é eficaz no combate à cárie dentária. Por isso, foram estabelecidos protocolos de utilização do flúor na área de saúde bucal como a adição de flúor na água de abastecimento público e em pastas dentais. A escovação dental é considerada um dos métodos mais eficazes na prevenção da cárie, ao aliar a remoção da placa à exposição constante ao flúor.

Todavia, a exposição excessiva pode causar alguns malefícios à saúde. Para isso, foram estabelecidos níveis seguros de consumo do flúor, quando este oferece o máximo benefício sem risco à saúde. As pastas de dentes apresentam uma concentração de flúor que varia entre 1100 e 1500 ppm.

É importante ressaltar que as pastas de dentes com flúor devem ser utilizadas durante a escovação e não ingeridas.

(<http://tinyurl.com/ovrxl8b>. Acesso em: 29.08.2014. Adaptado)

A concentração máxima de flúor presente nas pastas de dentes mencionada no texto, em porcentagem em massa, corresponde a:

- a) 0,0015%. ☒ c) 0,15%. e) 15%.
b) 0,015%. d) 1,5%.

10. O benzeno é uma substância carcinogênica (causa câncer). Uma amostra de água contaminada com benzeno contém 0,000037% em massa de benzeno. Calcule o volume em litros de água que contém 175 mg de benzeno.
Considere que a densidade da solução é de 1,0 g/mL.

11. Em uma garagem, constatou-se a presença de 0,8 g de CO_2 para cada 80 kg de ar. Calcule a concentração em ppm e em ppb.
12. O Ministério da Saúde recomenda, para prevenir as cáries dentárias, 1,5 ppm como limite máximo de fluoreto em água potável. Em estações de tratamento de água de pequeno porte, o fluoreto é adicionado sob forma do sal flúor silicato de sódio (Na_2SiF_6); MM = 188 g/mol].

Se um químico necessita fazer o tratamento de 10 000 L de água, qual será a massa do sal, em gramas, que ele deverá adicionar para obter a concentração de fluoreto indicada pela legislação?

13. Na análise de uma amostra de 250 g de sardinha, constatou-se a presença de 0,52 ppm de mercúrio. Determine a massa, em gramas, de Hg presente na amostra.

14. No rótulo de uma garrafa de água mineral lê-se, entre outras informações:

Conteúdo: 1,5 litro.

Nitrato de sódio: 6,0 ppm.

Qual será a massa de nitrato de sódio ingerida por uma pessoa que bebeu um copo de 300 mL dessa água?

15. (Uerj) Numa certa região oceânica, os níveis de mercúrio na água e nos peixes são, respectivamente, de 0,05 e 200 ppb. Sabe-se que 1 ppb corresponde a 1 mg por tonelada. Comparando-se pesos iguais de peixes e de água, o fator que expressa a relação entre as massas de mercúrio nos peixes e na água é:

- ☒ a) $4,0 \cdot 10^3$.
b) $2,5 \cdot 10^{-4}$.
c) $2,5 \cdot 10^3$.
d) $4,0 \cdot 10^{-4}$.

16. (FGV-SP) O nível medicinalmente aceito de chumbo (peso atômico 207) no sangue é de $200 \mu\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. Isso é igual a aproximadamente:

- a) 200 ppm (ppm = parte por milhão).
☒ b) 200 ppb (ppb = parte por bilhão).
c) 200 mol/L.
d) $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.
e) $1 \mu\text{mol/L}$.

17. (FGV-SP) No Brasil, o transporte de cargas é feito quase que totalmente em rodovias por caminhões movidos a diesel. Para diminuir os poluentes atmosféricos, foi implantado desde 2009 o uso do diesel 50S (densidade média $0,85 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$), que tem o teor máximo de 50 ppm (partes por milhão) de enxofre.

A quantidade máxima de enxofre, em gramas, contida no tanque cheio de um caminhão com capacidade de 1 200 L, abastecido somente com diesel 50S, é:

- a) 5,1.
b) $5,1 \cdot 10^{-1}$.
☒ c) $5,1 \cdot 10^{+1}$.
d) $5,1 \cdot 10^{+3}$.
e) $5,1 \cdot 10^{+4}$.

18. (UFRGS-RS) Na combustão do diesel, o enxofre presente é convertido em dióxido de enxofre (SO_2), que é uma das principais causas de chuva ácida. Até o fim de 2013, o diesel S1800, que contém 1800 ppm de enxofre (ppm = partes por milhão expressa em massa), será totalmente abolido no país. Atualmente, o diesel mais vendido é o diesel S500 (500 ppm de enxofre).

A emissão de SO_2 , por tonelada de diesel, para S500 e S1800, é, respectivamente, de:

- a) 500 g e 1 800 g.
- b) 640 g e 900 g.
- ☒ c) 1000 g e 3600 g.
- d) 1600 g e 3200 g.
- e) 2000 g e 7200 g.

19. (Unifesp) Na queima do cigarro, há a liberação dos gases CO , CO_2 e de outras substâncias tóxicas como alcatrão, nicotina, fenóis e amônia (NH_3). Para a conscientização sobre a toxicidade do cigarro, a campanha antifumo do estado de São Paulo mostrava o uso do monoxímetro, “bafômetro do cigarro”, que mede a concentração de monóxido de carbono, em ppm (partes por milhão), no ar exalado dos pulmões do indivíduo. A figura representa o resultado da aplicação do teste.

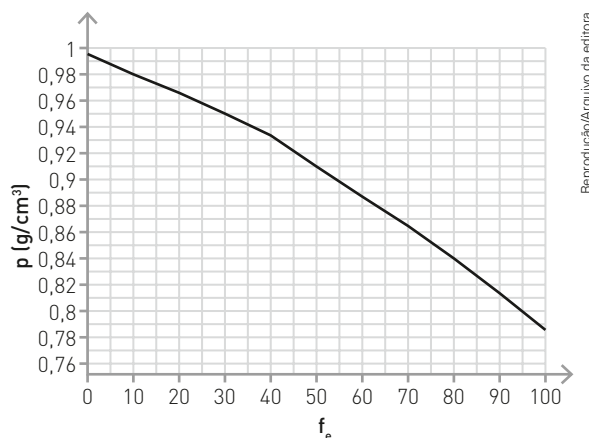


Reprodução/Unifesp, 2010.

Dado que 1 ppm de CO refere-se ao teor de 1 L de CO em 106 L de ar e que a densidade do CO é 1,145 g/L nas condições do teste, qual deve ser o valor de XX, indicado no visor do monoxímetro, se dois litros de ar exalado por aquele indivíduo contêm $4,58 \cdot 10^{-2}$ mg de monóxido de carbono?

20. (Enem-PPL) O álcool utilizado como combustível automotivo (etanol hidratado) deve apresentar uma taxa máxima de água em sua composição para não prejudicar o funcionamento do motor. Uma maneira simples e rápida de estimar a quantidade de etanol em misturas com água é medir a densidade da mistura. O gráfico mostra a variação da densidade da mistura (água e etanol) com a fração percentual da massa de etanol (f_e), dada pela expressão $f_e = 100 \cdot \frac{m_e}{(m_e + m_a)}$, em que m_e e m_a são

as massas de etanol e de água na mistura, respectivamente, a uma temperatura de 20 °C.



Reprodução/Arquivo da editora

Suponha que, em uma inspeção de rotina realizada em determinado posto, tenha-se verificado que 50,0 cm³ de álcool combustível tenham massa igual a 45,0 g. Qual é a fração percentual de etanol nessa mistura?

- a) 7 %
- b) 10 %
- ☒ c) 55 %
- d) 90 %
- e) 93 %

Relação número de mol/volume

21. (FGV-SP) O rótulo da embalagem de uma marca de leite integral comercializada na cidade de São Paulo apresenta a informação nutricional seguinte: 1 copo (200 mL) contém 248 mg de cálcio. A concentração de cálcio nesse leite integral, em mol/L, é:

Dado: $\text{Ca} = 40$.

- a) $3,1 \cdot 10^{-1}$.
- ☒ b) $3,1 \cdot 10^{-2}$.
- c) $3,1 \cdot 10^{-3}$.
- d) $8,2 \cdot 10^{-2}$.
- e) $8,2 \cdot 10^{-3}$.

22. (Uespi) Em uma tinturaria, 250 g de hipoclorito de sódio, NaClO , foram dissolvidos em um volume de água suficiente para preparar 5,0 L de solução alvejante. Calcule a concentração em mol/L dessa solução.

(Dados: Massas molares em g/mol: $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$).

- a) 0,21
- b) 0,35
- c) 0,44
- ☒ d) 0,67
- e) 0,89

23. [IFPE] Bebidas isotônicas são desenvolvidas com a finalidade de prevenir a desidratação, repondo líquidos e sais minerais que são eliminados através do suor durante o processo de transpiração. Considere um isotônico que apresenta as informações no seu rótulo:

Tabela nutricional cada 200 mL contém	
Energia	21,1 kcal
Glucídios	6,02 g
Proteínas	0,0 g
Lipídios	0,0 g
Fibra alimentar	0,0 g
Sódio	69 mg
Potássio	78 mg

Assinale a alternativa que corresponde à concentração, em quantidade de matéria (mol/L), de sódio e potássio, respectivamente, nesse recipiente de 200 mL.

São dadas as massas molares, em g/mol: Na = 23 e K = 39.

- a) 0,020 e 0,02.
 x b) 0,015 e 0,01.
 c) 0,22 e 0,120.
 d) 0,34 e 0,980.
 e) 0,029 e 0,003.

Texto para a questão 24.

Com as chuvas intensas que caíram na cidade do Rio de Janeiro em março de 2013, grande quantidade de matéria orgânica se depositou na lagoa Rodrigo de Freitas. O consumo biológico desse material contribuiu para a redução a zero do nível de gás oxigênio dissolvido na água, provocando a mortandade dos peixes.

24. [Uerj] O volume médio de água na lagoa é igual a $6,2 \cdot 10^{-6}$ L. Imediatamente antes de ocorrer a mortandade dos peixes, a concentração de gás oxigênio dissolvido na água correspondia a $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

Ao final da mortandade, a quantidade consumida, em quilogramas, de gás oxigênio dissolvido foi igual a:

Dado: O = 16.

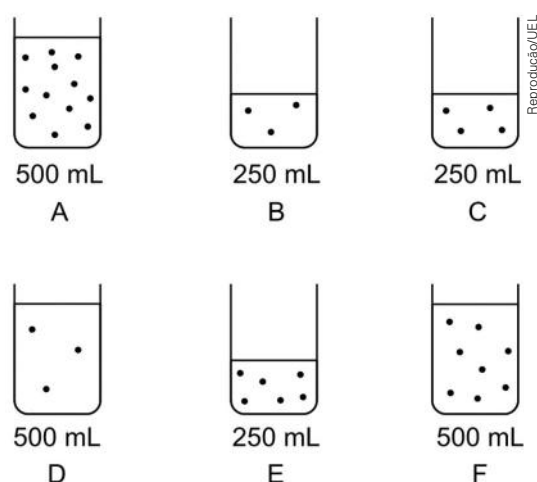
- a) 24,8.
 x b) 49,6.
 c) 74,4.
 d) 99,2.

25. [UFRGS-RS] Apesar da pequena quantidade de oxigênio gasoso (O_2) dissolvido na água, sua presença é essencial para a existência de vida aquática.

Sabendo-se que na água de um lago há uma molécula de oxigênio (O_2) para cada 0,2 milhão de moléculas de água e considerando-se que em 1 litro de água há 55,55 mols de moléculas de água, a concentração em mol/L do oxigênio na água desse lago será de:

- a) $0,2 \cdot 10^{-4}$.
 b) $5,0 \cdot 10^{-4}$.
 c) $2,4 \cdot 10^{-4}$.
 x d) $2,8 \cdot 10^{-4}$.
 e) $3,3 \cdot 10^{-4}$.

26. [UEL-PR] Cada um dos béqueres representados a seguir contém soluções aquosas com partículas de um determinado soluto. O soluto é o mesmo em todos os béqueres.



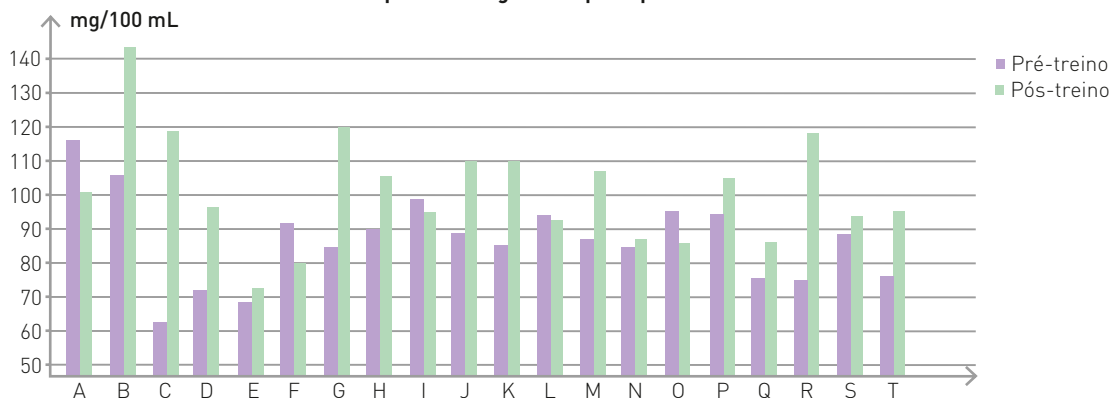
Com base nos conhecimentos sobre concentração de soluções, responda aos itens a seguir.

- a) Quais soluções são as mais concentradas? Explique.
 b) Quando as soluções B e E são combinadas, a solução resultante terá a mesma concentração da solução contida no béquer A? Explique.

Com base nas informações abaixo, responda às questões 27 a 29.

Em um estudo, foram avaliados 20 adolescentes do sexo masculino, de uma equipe de futebol da cidade de São Paulo, com idades entre 13 e 14 anos. Os alunos foram submetidos a dois testes de glicemia. Os resultados obtidos demonstraram que os atletas se alimentam corretamente no período pré-treino.

Gráfico comparativo da glicemia pré e pós-treino



Fonte: POLITO, Luis Felipe Tubagi et al. Taxa glicêmica em adolescentes no período pré e pós-treino. Disponível em: <<http://www.efdeportes.com/efd128/taxa-glicemica-em-adolescentes-no-periodo-pre-e-pos-treino.htm>>. Acesso em: 8 mar. 2018.

27. Qual dos jovens, identificados pelas letras A, B, C..., apresenta a maior concentração de glicose no pré-treino e qual é o valor aproximado dessa concentração em mg/100 mL?

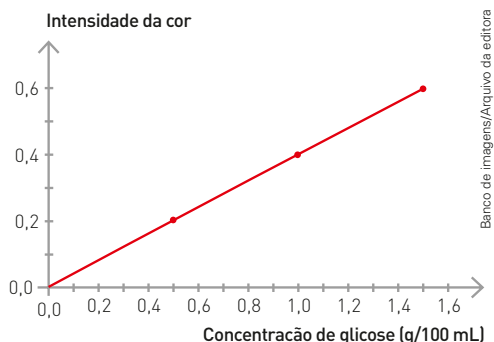
28. Qual dos jovens apresenta a maior concentração de glicose no pós-treino e qual é o valor aproximado dessa concentração em mg/100 mL?

29. Calcule a concentração da glicose em mol/L do jovem F no pré-treino.

Dado: massa molar da glicose = 180 g/mol.

30. A glicose é um monossacarídeo que pode ser encontrado no sangue e na urina. Os valores de sua concentração são utilizados para diagnóstico de inúmeras doenças. Um dos métodos para a determinação desses valores é o método colorimétrico. O gráfico apresenta concentrações de glicose na urina variando de acordo com a intensidade de sua cor.

Dado: massa molar da glicose ($C_6H_{12}O_6$) = 180 g/mol.



Calcule a concentração aproximada em mol/L quando a intensidade da cor for igual a 0,2.

31. (UFJF-MG) O ibuprofeno ($C_{13}H_{18}O_2$) é um fármaco bem conhecido e amplamente utilizado, pertencente à classe dos anti-inflamatórios não esteroidais. Cerca de 90% do ibuprofeno ministrado diariamente é excretado pela urina. Sabendo que um paciente ingeriu cerca de 2400 mg de ibuprofeno/dia, qual a concentração (em mol/L) deste fármaco presente na urina de 24 horas cujo volume total foi de aproximadamente 2 L?

- a) $6,0 \cdot 10^{-3}$ d) $1,1 \cdot 10^{-3}$
b) $3,2 \cdot 10^{-3}$ x e) $5,2 \cdot 10^{-3}$
c) $2,5 \cdot 10^{-3}$

Leia o texto para responder à questão a seguir:

A luz branca é composta por ondas eletromagnéticas de todas as frequências do espectro visível. O espectro de radiação emitido por um elemento, quando submetido a um arco elétrico ou a altas temperaturas, é descontínuo e apresenta uma de suas linhas com maior intensidade, o que fornece "uma impressão digital" desse elemento. Quando essas linhas estão situadas na região da radiação visível, é possível identificar diferentes elementos químicos por meio dos chamados testes de chama.

A tabela apresenta as cores características emitidas por alguns elementos em teste de chama:

Elemento	Cor
sódio	laranja
potássio	violeta
cálcio	vermelho-tijolo
cobre	azul-esverdeada

32. [Vunesp-SP] Uma estudante preparou 10,0 mL de uma solução $1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de cloreto de um dos metais apresentados na tabela do texto anterior a fim de realizar um teste de chama em laboratório. No teste de chama houve liberação de luz vermelha intensa. A partir das informações contidas no texto e utilizando a classificação periódica dos elementos, assinale a alternativa que apresenta a massa do sal utilizado pela estudante, em gramas, e a sua fórmula.

Dados: $\text{Ca} = 40,1$; $\text{Cl} = 35,5$.

- x a) 1,11 e CaCl_2 . d) 0,756 e CaCl .
 b) 7,56 e CaCl . e) 0,111 e CaCl_2 .
 c) 11,1 e CaCl_2 .

Para resolver a questão a seguir considere o texto retirado do *website* da Universidade Federal de São Paulo (Unifesp).

“[...] Junho de 2003. Um erro em uma indústria farmacêutica provoca intoxicação em dezenas de pessoas. Há uma morte confirmada e outras 15 suspeitas. A causa: um veneno chamado carbonato de bário. O Celobar, medicamento que causou a tragédia, deveria conter somente sulfato de bário. Mas, na tentativa de transformar o carbonato em sulfato, algum erro fez com que quase 15% da massa do Celobar comercializado fosse de carbonato de bário.

Pacientes tomam sulfato de bário para que os órgãos de seu sistema digestório fiquem visíveis nas radiografias. É o chamado contraste. O problema é que os íons bário são muito tóxicos. Quando absorvidos causam vômito, cólicas, diarreia, tremores, convulsões e até a morte. Cerca de 0,5 g é dose fatal. Mas, se a toxicidade é do bário, por que o sulfato de bário não é perigoso e o carbonato de bário sim?

É que o sulfato de bário praticamente não se dissolve na água. Sua solubilidade em água é de apenas $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ (sob temperatura de 25°C). O que os pacientes ingerem é uma suspensão aquosa desse sal em que a maior parte dele não está dissolvida. Sem dissolução, não há, praticamente, dissociação do sal. É por isso que os íons bário não são liberados para serem absorvidos pelo organismo. Não há perigo.

Ainda assim, só para garantir, essa suspensão costuma ser preparada em uma solução de sulfato de potássio, um sal bastante solúvel em água. A função desse sal é aumentar a concentração de íons sulfato. Desse modo, o equilíbrio da dissociação do sal é bem deslocado para a esquerda, diminuindo ainda mais a presença de íons bário na suspensão.

Com o carbonato de bário é diferente. Apesar de pouco solúvel em água, ele reage com o ácido clorídrico do nosso estômago, formando um sal solúvel,

o cloreto de bário. Ao se dissolver, esse sal se dissocia, liberando íons bário para o organismo. O corpo absorve esses íons, e a intoxicação acontece. Triste é saber que uma simples gota de ácido clorídrico, misturada ao Celobar, teria evitado a tragédia. Essa gota produziria bolhas de gás carbônico, o que evidenciaria a presença do veneno no medicamento [...]”.

<http://www2.unifesp.br/reitoria/residuos//curiosidades/casocelobar>

(data do acesso: 12/04/2016).

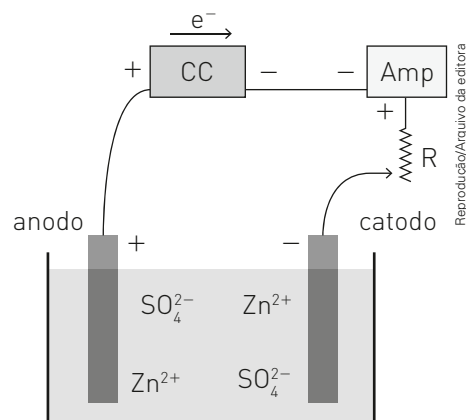
33. [Acafe-SC] Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos, assinale a alternativa que contém o número de íons bário presente em 250 mL de uma solução aquosa saturada de BaSO_4 (sob temperatura de 25°C).
 Dado: número de Avogadro: $6 \cdot 10^{23}$ entidades.
- a) $1,5 \cdot 10^{28}$ íons x c) $1,5 \cdot 10^{18}$ íons
 b) $6 \cdot 10^{18}$ íons d) $1,5 \cdot 10^{23}$ íons

Leia o texto para responder à questão a seguir:

O valor da Constante de Avogadro é determinado experimentalmente, sendo que os melhores valores resultam da medição de difração de raios X de distâncias reticulares em metais e em sais. O valor obtido mais recentemente e recomendado é $6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Um modo alternativo de se determinar a Constante de Avogadro é utilizar experimentos de eletrólise. Essa determinação se baseia no princípio enunciado por Michael Faraday (1791-1867), segundo o qual a quantidade de produto formado (ou reagente consumido) pela eletrólise é diretamente proporcional à carga que flui pela célula eletrolítica.

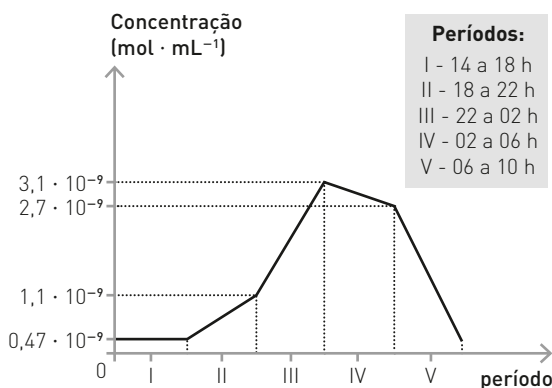
Observe o esquema que representa uma célula eletrolítica composta de dois eletrodos de zinco metálico imersos em uma solução $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de zinco (ZnSO_4). Os eletrodos de zinco estão conectados a um circuito alimentado por uma fonte de energia (CC), com corrente contínua, em série com um amperímetro (Amp) e com um resistor (R) com resistência ôhmica variável.



34. (Vunesp-SP) Calcule a massa de sulfato de zinco (ZnSO_4) necessária para se preparar 300 mL da solução utilizada no experimento e escreva a equação que representa a dissociação deste sal em água.

Dados: Massas molares, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{Zn} = 65,4$; $\text{S} = 32,1$; $\text{O} = 16,0$.

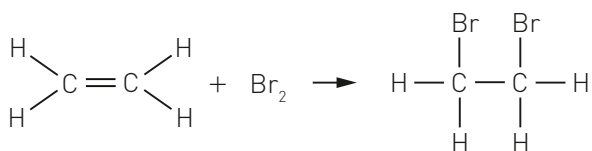
35. (Uerj) Em um exame clínico, monitorou-se a concentração de um hormônio no sangue de um paciente, das 14 h de um dia às 10 h do dia seguinte. Os resultados do monitoramento, organizados em períodos de quatro horas, estão apresentados no gráfico abaixo.



A maior taxa de produção do hormônio, em $\text{mol} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$, verificada em um dos cinco períodos do exame, corresponde a:

- a) $1,0 \cdot 10^{-10}$. c) $4,0 \cdot 10^{-10}$.
 b) $2,0 \cdot 10^{-10}$. x d) $5,0 \cdot 10^{-10}$.

36. (Uerj) Para diferenciar os hidrocarbonetos etano e eteno em uma mistura gasosa, utiliza-se uma reação com bromo molecular: o etano não reage com esse composto, enquanto o eteno reage de acordo com a seguinte equação química:

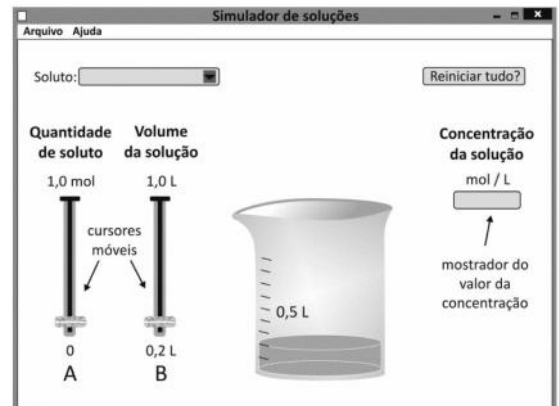


Considere um cilindro de capacidade igual a 10 L contendo apenas esses hidrocarbonetos em uma mistura com massa igual a 200 g. Ao se adicionar bromo em excesso à mistura, todo o eteno reagiu, formando 940 g de 1,2-dibromoetano.

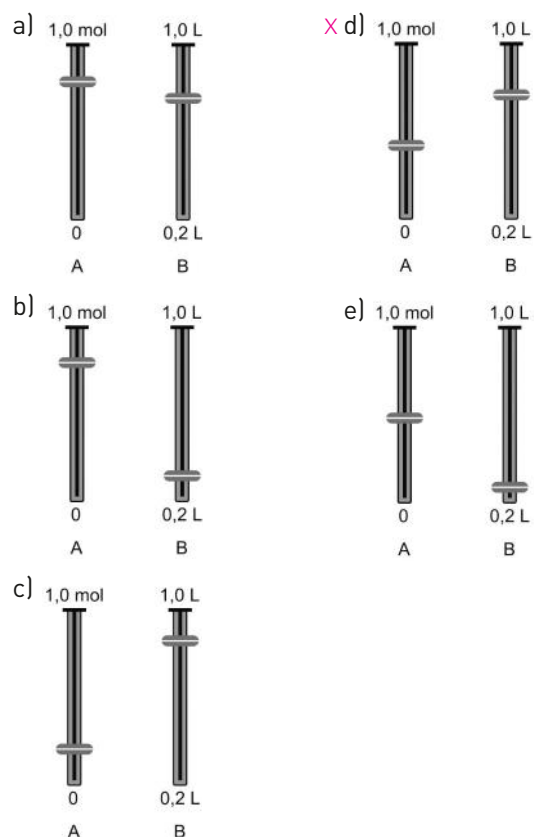
A concentração inicial de etano, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, no interior do cilindro, corresponde a:

- a) 0,1. c) 0,3.
 x b) 0,2. d) 0,4.

37. (Fuvest-SP) Um estudante utilizou um programa de computador para testar seus conhecimentos sobre concentração de soluções. No programa de simulação, ele deveria escolher um soluto para dissolver em água, a quantidade desse soluto, em mol, e o volume da solução. Uma vez escolhidos os valores desses parâmetros, o programa apresenta, em um mostrador, a concentração da solução. A tela inicial do simulador é mostrada a seguir.



O estudante escolheu um soluto e moveu os cursores A e B até que o mostrador de concentração indicasse o valor 0,50 mol/L. Quando esse valor foi atingido, os cursores A e B poderiam estar como mostrado em:



38. (Unicamp-SP) Entre os produtos comerciais engarrafados, aquele cujo consumo mais tem aumentado é a água mineral. Simplificadamente, pode-se dizer que há dois tipos de água mineral: a gaseificada e a não gaseificada. A tabela abaixo traz informações simplificadas sobre a composição de uma água mineral engarrafada.

- a) Na coluna relativa à quantidade não está especificada a respectiva unidade. Sabe-se, no entanto, que o total de cargas positivas na água é igual ao total de cargas negativas. Levando em conta essa informação e considerando que apenas os íons da tabela estejam presentes no produto, você escolheria, como unidade de quantidade, miligramas ou milimol? Justifique sua resposta.

Íon	Quantidade
hidrogenocarbonato	1,200
cálcio	0,310
magnésio	0,100
sódio	0,380

- b) Levando em conta os dados da tabela e sua resposta ao item a, identifique o sal em maior concentração nessa amostra de água mineral, dando seu nome e fórmula. Justifique sua resposta.

Relação entre concentração comum, título, densidade e concentração em mol/L

39. (PUC-MG) A tabela apresenta a composição química de uma água mineral.

Substância	Concentração ($\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$)
Bicarbonato (HCO_3^-)	6 100
Bário (Ba^{2+})	412
Cálcio (Ca^{2+})	200
Dióxido de carbono (CO_2)	1 100
Fluoreto (F^-)	19
Magnésio (Mg^{2+})	729
Potássio (K^+)	390
Sódio (Na^+)	460

É incorreto afirmar que um litro dessa água possui:

Dados: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 22$; $\text{Ba} = 137$; $\text{Ca} = 40$; $\text{O} = 16$; $\text{F} = 19$; $\text{Mg} = 24$; $\text{K} = 39$; $\text{Na} = 23$.

- a) 0,1 mol de bicarbonato e 0,05 mol de cálcio.
b) 0,025 mol de dióxido de carbono e 0,01 mol de fluoreto.
c) 0,01 mol de potássio e 0,02 mol de sódio.
x d) 0,03 mol de bário e 0,003 mol de magnésio.

EXPLORE SEU MUNDO

Observe o rótulo desta água mineral e responda:

- a) Escreva a fórmula do ânion que apresenta a maior concentração em g/L.
b) Escreva a fórmula do cátion que apresenta a maior concentração em g/L.
c) A solução é eletrolítica? Justifique.
d) Qual é o valor da carga elétrica da solução? Justifique.

Carlos Luvizani/Acervo da editora

Composição Química	(mg/L)
Bicarbonato	169,14
Cálcio	31,000
Magnésio	16,500
Cloreto	10,85
Nitrato	5,15
Sódio	4,180
Potássio	3,990
Sulfato	1,11
Fluoreto	0,11
Brometo	0,062
Estrôncio	0,025



Bratislav Nenin/Shutterstock

40. (Feevale-RS) O soro fisiológico pode ser utilizado em diversos procedimentos caseiros, como para limpar feridas e machucados, para higiene nasal ou para limpeza de lentes de contato. Normalmente é uma solução a 0,9% de cloreto de sódio em água. Em caso de necessidade, pode ser feito em casa, fervendo-se previamente a água utilizada para fazer soro. Foi necessário preparar 0,5 litro dessa solução.

Marque a alternativa que apresenta respectivamente a quantidade de cloreto de sódio necessária para essa preparação e a concentração molar dessa solução.

- a) 4,5 g e $0,308 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- b) 0,154 g e $4,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- c) 0,154 g e $9,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- d) 9,0 g e $0,154 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ☒ e) 4,5 g e $0,154 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

41. (UFSM-RS)

Sal, vilão ou mocinho?

Substância imprescindível ao equilíbrio das funções orgânicas, o cloreto de sódio pode produzir efeitos indesejados se consumido em excesso. A demanda natural desse composto fez com que ele superasse o ouro como valor estratégico e fosse base para remunerar o trabalho. Tanto os íons Na^+ como os Cl^- são essenciais para a manutenção da vida animal, controlando o volume de líquidos e a manutenção da pressão arterial.

Fonte: *Scientific American Brasil*, Ano II, n. 16, p. 50, 2013. (adaptado)

O sal apresenta inúmeras utilidades, sendo considerado o mais antigo aditivo alimentar. Dentre os usos do NaCl , destaca-se o soro fisiológico, uma solução 0,9% de cloreto de sódio.

Com base nessas informações, é correto afirmar que a solução é do tipo:

- a) eletrolítica e a concentração do sal é de $0,015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- b) não eletrolítica e a concentração do sal é de $0,900 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- c) eletrolítica e a concentração do sal é de $0,900 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- d) não eletrolítica e a concentração do sal é de $0,154 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ☒ e) eletrolítica e a concentração do sal é de $0,154 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

42. (UFPR) Antes de consumir frutas com casca e também verduras e hortaliças cruas, é recomendada a higienização desses alimentos deixando-os de molho em soluções à base de cloro ativo, ou água sanitária. Para a solução de molho, a proporção recomendada pelo Ministério da Saúde é de uma colher de sopa de água sanitária para 1 litro de água. O teor de cloro ativo presente na água sanitária especifica a porcentagem de hipoclorito de sódio e o seu valor típico é 2,0%.

Dados: $M (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Na} = 23$; $\text{O} = 16$.
1 colher de sopa equivale a 10 mL. Densidade da água sanitária = $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

- a) Qual característica química do “cloro ativo” é responsável pela higienização?
- b) Qual o valor da concentração (em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) de hipoclorito de sódio na solução recomendada pelo Ministério da Saúde para higienização?

43. (Uece) O magnésio subministrado na forma de cloreto de magnésio tem papel importante para o fortalecimento dos músculos e nervos, função imunológica, reforça a estrutura óssea, regula os níveis de pressão arterial e o açúcar do sangue, etc. A título experimental, um estudante de bioquímica preparou uma solução de cloreto de magnésio utilizando 200 g de água e 20 g de cloreto de magnésio que passou a ter densidade de $1,10 \text{ g/mL}$. Para essa solução, a concentração em quantidade de matéria é, aproximadamente:

- ☒ a) $1,05 \text{ mol/L}$.
- b) $1,20 \text{ mol/L}$.
- c) $1,30 \text{ mol/L}$.
- d) $1,50 \text{ mol/L}$.

44. (Enem-PPL) O vinagre vem sendo usado desde a Antiguidade como conservante de alimentos, bem como agente de limpeza e condimento. Um dos principais componentes do vinagre é o ácido acético (massa molar 60 g/mol) cuja faixa de concentração deve se situar entre 4% e 6% (m/V). Em um teste de controle de qualidade foram analisadas cinco marcas de diferentes vinagres, e as concentrações de ácido acético, em mol/L , se encontram no quadro.

Amostra	Concentração de ácido acético (mol/L)
1	0,007
2	0,070
3	0,150
4	0,400
5	0,700

RIZZON, L. A. Sistema de produção de vinagre. Disponível em: www.sistemasdeproducao.cnptia.embrapa.br. Acesso em: 14 ago. 2012 [adaptado].

A amostra de vinagre que se encontra dentro do limite de concentração tolerado é a:

- a) 1. d) 4.
b) 2. x e) 5.
c) 3.

45. (Cefet-MG) Um técnico de laboratório necessita preparar 500 mL de uma solução de HNO_3 que tenha a concentração igual a $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. No estoque do laboratório, há uma solução concentrada desse ácido a 63% m/m, com uma densidade aproximadamente igual a $1,5 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. O volume aproximado, da solução concentrada, que o técnico deve medir, em mL, para preparar a solução de ácido nítrico, é:

- a) 7. d) 25.
b) 11. e) 67.
x c) 17.

46. (UFRGS-RS) Com o avanço dos recursos tecnológicos, vem crescendo a importância das simulações computacionais como metodologia auxiliar à química experimental. Nas simulações, podem-se descrever os detalhes microscópicos de um sistema, como, por exemplo, o número exato de moléculas de cada espécie.

Se, em uma simulação de solução aquosa de ureia, há 1 molécula de ureia para cada 111 moléculas de água, a concentração correspondente da ureia em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, nessa solução, é:

Dado: $d_{\text{água}} = 1 \text{ g/mL}$

- a) 0,0009. x d) 0,5.
b) 0,09. e) 1,11.
c) 0,11.

47. (FMJ-SP)

A taxa normal de ureia no sangue deve ser de $3,6 \cdot 10^{19} \text{ moléculas} \cdot \text{dL}^{-1}$ a $8,3 \cdot 10^{19} \text{ moléculas} \cdot \text{dL}^{-1}$. Quando acima do valor máximo, considera-se um quadro de hiperuremia e, quando

abaixo do valor mínimo, considera-se um quadro de hipoureemia. A taxa de ureia no sangue é determinada por fatores como hábitos alimentares, hidratação corporal, sedentarismo e o próprio metabolismo.

(www.infoescola.com. Adaptado.)

- a) Sabendo que a ureia pode ser obtida a partir da reação entre o CO_2 e o NH_3 , indique as forças intermoleculares que mantêm unidas as moléculas presentes em cada uma das substâncias reagentes.
b) Considere a constante de Avogadro igual a $6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, a massa molar da ureia sendo de $60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e que um indivíduo apresente $2,4 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$ de ureia em seu sangue. Com relação à taxa de ureia no sangue, qual é o diagnóstico do indivíduo? Apresente os cálculos efetuados.

48. (Enem-PPL) Em um caso de anemia, a quantidade de sulfato de ferro(II) (FeSO_4 , massa molar igual a 152 g/mol) recomendada como suplemento de ferro foi de 300 mg/dia. Acima desse valor, a mucosa intestinal atua como barreira, impedindo a absorção de ferro. Foram analisados cinco frascos de suplemento, contendo solução aquosa de FeSO_4 , cujos resultados encontram-se no quadro.

Frasco	Concentração de sulfato de ferro(II) (mol/L)
1	0,02
2	0,20
3	0,30
4	1,97
5	5,01

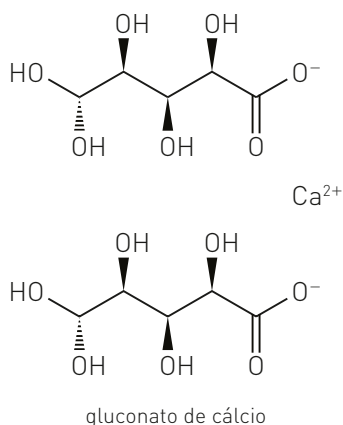
Se for ingerida uma colher (10 mL) por dia do medicamento para anemia, a amostra que conterá a concentração de sulfato de ferro (II) mais próxima da recomendada é a do frasco de número:

- a) 1. d) 4.
x b) 2. e) 5.
c) 3.

49. (Vunesp-SP)

O gluconato de cálcio (massa molar = 430 g/mol) é um medicamento destinado principalmente ao tratamento da deficiência de cálcio. Na forma de solução injetável 10%, ou seja, 100 mg/mL , este medicamento é destinado ao tratamento da hipocalcemia aguda.

(www.medicinanet.com.br. Adaptado.)



Considere que a constante de Avogadro seja $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ e que uma pessoa receba uma dose de 10 mL de uma solução injetável de gluconato de cálcio a 10%. O número total de íons Ca^{2+} que entrará no organismo dessa pessoa após ela receber essa dose será:

- a) $7,1 \cdot 10^{22}$ **x** d) $1,4 \cdot 10^{21}$
 b) $1,0 \cdot 10^{23}$ e) $4,3 \cdot 10^{24}$
 c) $5,5 \cdot 10^{25}$

50. [Acafe-SC] A Portaria 2914, de 12 de dezembro de 2011, do Ministério da Saúde, dispõe sobre procedimentos de controle e vigilância da qualidade da água para consumo humano e seu padrão de potabilidade. Em seu artigo 39, parágrafo segundo, diz "[...] Recomenda-se que o teor máximo de cloro residual livre em qualquer ponto do sistema de abastecimento seja de 2 mg/L [...]".

Utilizando-se de técnicas apropriadas, uma amostra de água do sistema de abastecimento foi analisada e apresentou concentração de cloro residual livre de $4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.

Dados: Considere que o cloro residual livre corresponda à espécie química Cl_2 .

Massa molar do Cl = 35,5 g/mol.

O teor de cloro residual livre na amostra analisada está:

- a) abaixo do valor máximo permitido, apresentando uma concentração de cloro residual livre de 1,42 mg/L.
x b) acima do valor máximo permitido, apresentando uma concentração de cloro residual livre de 2,84 mg/L.
 c) acima do valor máximo permitido, apresentando uma concentração de cloro residual livre de 4 mg/L.
 d) abaixo do valor máximo permitido, apresentando uma concentração de cloro residual livre de 0,284 mg/L.

Leia o texto para responder à questão a seguir:

A salinidade da água é um fator fundamental para a sobrevivência dos peixes. A maioria deles vive em condições restritas de salinidade, embora existam espécies, como o salmão, que conseguem viver em ambientes que vão da água doce à água do mar. Há peixes que sobrevivem em concentrações salinas adversas, desde que estas não se afastem muito das originais.

Considere um rio que tenha passado por um processo de salinização. Observe na tabela suas faixas de concentração de cloreto de sódio.

Trecho do rio	Concentração de NaCl ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
W	< 0,01
X	0,1 – 0,2
Y	0,4 – 0,5
Z	$\geq 0,6^*$

*isotônica à água do mar

51. [Uerj] Um aquário com 100 L de solução aquosa de NaCl com concentração igual a $2,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ será utilizado para criar peixes que vivem no trecho Z do rio. A fim de atingir a concentração mínima para a sobrevivência dos peixes, deverá ser acrescentado NaCl à solução, sem alteração de seu volume.

A massa de cloreto de sódio a ser adicionada, em quilogramas, é igual a:

- a) 2,40. c) 3,51.
x b) 3,30. d) 3,72.

52. [PUC-PR] A tabela apresentada a seguir representa parte das informações interpretativas de um exame de sangue:

Teste de tolerância à glicose oral	
Nível de glicose	Significado
De 70 a 99 mg/dL	Glicemia em jejum normal
De 100 a 125 mg/dL (5,6 a 6,9 mmol/L)	Glicemia em jejum alterada (pré-diabetes)
126 mg/dL ou mais em pelo menos dois exames	Diabetes

Supondo um paciente que possua diabetes, a molaridade de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) em seu sangue, em mol/L, considerando o nível inicial, será aproximadamente:

Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

- a) 0,7. c) $7 \cdot 10^{-2}$. e) $7 \cdot 10^{-5}$.
 b) 7. **x** d) $7 \cdot 10^{-3}$.

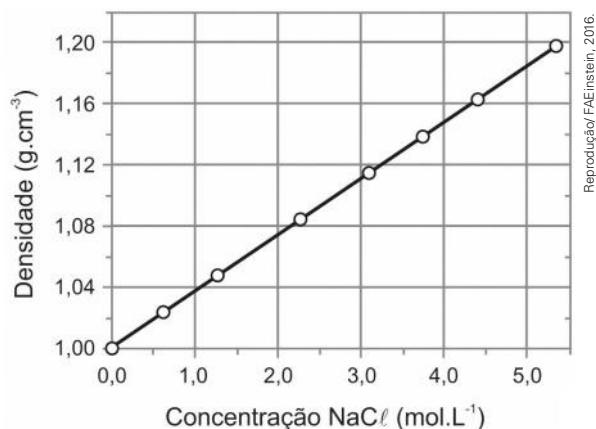
53. (UPE) O glifosato ($C_3H_8NO_5P$) é bastante utilizado no cultivo da soja, um dos pilares do agronegócio mundial. Em 2015, a Organização Mundial de Saúde (OMS) classificou o produto como “provavelmente cancerígeno para seres humanos”, o que causou eventual efervescência no mercado e interferiu na legislação dos países. No Brasil, o limite de glifosato aceito é de 10 ppm. As concentrações de glifosato, informadas nos rótulos de três produtos comercializados para a cultura da soja, estão indicadas no quadro a seguir:

Produto	Concentração de glifosato
I	480 g/L
II	$2,80 \cdot 10^{-4}$ M
III	0,9 g/mL

Considerando que todos os produtos recomendam diluição de 1 para 100 L antes da aplicação na lavoura da soja, está(ão) de acordo com a legislação atual apenas:

Dados: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; N = 14 g/mol; O = 16 g/mol; P = 31 g/mol.

- a) I.
 x b) II.
 c) III.
 d) I e II.
 e) II e III.
54. (Fac. Albert Einstein-SP) O náilon 6,6 e o poliestireno são polímeros que apresentam diversas aplicações na indústria. Um técnico misturou inadvertidamente amostras desses polímeros.
- Dados:
- densidade do náilon 6,6 = $1,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
 - densidade do poliestireno = $1,05 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
 - massa molar do NaCl = $58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



Conhecendo a densidade desses materiais, ele decidiu preparar uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) para separar as amostras. Para tanto, ele utilizou um balão volumétrico de 5,0 L. A massa de NaCl adequada para essa preparação é:

- a) 120 g.
 b) 300 g.
 x c) 600 g.
 d) 1300 g.

55. (PUC-RJ) Um químico dissolveu 0,040 g de NaOH em água formando 1000 mL de solução, cuja densidade é $1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. A informação que o químico não poderia colocar no rótulo dessa solução é:

- a) Solução de NaOH $0,040 \text{ mg} \cdot \text{mL}^{-1}$.
 b) Solução de NaOH $4 \cdot 10^{-3}$ de NaOH por 100 mL.
 c) Solução com 40 partes por milhão de NaOH.
 d) Solução 0,0040%, em massa, de NaOH.
 x e) Solução de NaOH $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

56. (Unicamp-SP) O processo de condenação por falsificação ou adulteração de produtos envolve a identificação do produto apreendido. Essa identificação consiste em descobrir se o produto é aquele informado e se os componentes ali contidos estão na quantidade e na concentração indicadas na embalagem.

- a) Considere que uma análise da ANVISA tenha descoberto que o comprimido de um produto apresentava $5,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ do princípio ativo citrato de sildenafila. Esse produto estaria ou não fora da especificação, dado que a sua embalagem indicava haver 50 mg dessa substância em cada comprimido? Justifique sua resposta.
- b) Duas substâncias com efeitos terapêuticos semelhantes estariam sendo adicionadas individualmente em pequenas quantidades em energéticos. Essas substâncias são o citrato de sildenafila e a tadalafila. Se uma amostra da substância adicionada ao energético fosse encontrada, seria possível diferenciar entre o citrato de sildenafila e a tadalafila, a partir do teor de nitrogênio presente na amostra? Justifique sua resposta.

Dados: Citrato de sildenafila ($C_{22}H_{30}N_6O_4S \cdot C_6H_6O_7$) = $666,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e tadalafila ($C_{22}H_{19}N_3O_4$) = $389,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Complemento

Existem outras formas de exprimir a concentração das soluções, que vamos estudar a seguir.

Atualmente essas formas não são cobradas na maioria dos exames de seleção.

Fração em quantidade de matéria ou fração molar (x)

Fração molar é a relação entre a quantidade de matéria, em número de mol, dos componentes de uma solução; portanto, pode ser definida tanto para o soluto quanto para o solvente.

O cálculo das frações em mol é feito relacionando-se o número de mol do soluto (n_1) ou o número de mol do solvente (n_2) com o número de mol da solução (n).

O número de mol da solução (n) é a soma do número de mol do soluto (n_1) com o número de mol do solvente (n_2):

$$n = n_1 + n_2$$

Assim, temos:

Fração em mol do soluto (x_1):

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{n_1}{n}$$

Fração em mol do solvente (x_2):

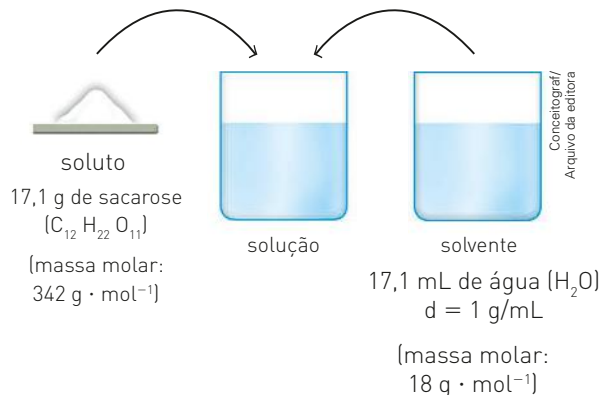
$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_2}{n}$$

Observe um fato interessante:

$$x_1 + x_2 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} + \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_1 + n_2}{n_1 + n_2} = 1$$

Ou seja, a soma das frações em mol dos componentes de uma solução sempre será igual a 1.

Tome-se, como exemplo, a solução a seguir.



Para determinar as frações molares do soluto e do solvente, devemos inicialmente calcular seus respectivos números de mol:

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{17,1 \text{ g}}{342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{17,1 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,95 \text{ mol}$$

Assim, as frações molares podem ser calculadas pelas expressões:

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0,05}{0,05 + 0,95} = 0,05$$

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{0,95}{0,05 + 0,95} = 0,95$$

Observe que x_2 poderia ter sido determinado de outra maneira, pois também era conhecido o valor de $x_1 = 0,05$ e que:

$$x_1 + x_2 = 1$$

$$0,05 + x_2 = 1 \Rightarrow x_2 = 0,95$$

Uma relação que podemos estabelecer nesse exemplo é que:

$$x_{\text{soluto}} \Rightarrow x_1 = 0,05 \Rightarrow 5\% \text{ em mol do soluto}$$

$$x_{\text{solvente}} \Rightarrow x_2 = 0,95 \Rightarrow 95\% \text{ em mol do solvente}$$

Assim, no número total de mol dessa solução existem 5% de mol do soluto e 95% de mol do solvente.

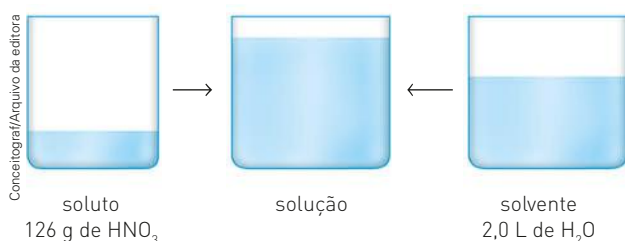
Molalidade (W)

Essa outra maneira de indicar a concentração de uma solução relaciona a quantidade de matéria do soluto (n_1) dissolvida em 1 kg do solvente.

Assim, temos:

$$W = \frac{n_1}{m_2} \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right)$$

Veja o exemplo de uma solução de ácido nítrico (HNO_3), cuja massa molar é 63 g/mol, e água (densidade = 1,0 g/mL):



Para determinarmos a molalidade da solução, devemos calcular inicialmente o número de mol do soluto (n_1):

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{126 \text{ g}}{63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2 \text{ mol}$$

E, a seguir, precisamos determinar a massa do solvente (m_2) em quilogramas (kg):

$$\begin{aligned} 1 \text{ mL de água} &\text{ ————— } 1 \text{ g de água} \\ 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL de água} &\text{ ————— } x \\ x &= 2000 \text{ g de água} = 2 \text{ kg de água} \end{aligned}$$

Assim, essa solução é formada por 2 mol de soluto dissolvidos em 2 kg de solvente; portanto, contém 1 mol do soluto para 1 kg do solvente. Sendo assim, a solução é considerada 1 molal. Na expressão, temos:

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ kg}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 1 \text{ molal}$$

A molalidade é muito útil quando trabalhamos com soluções cuja temperatura pode variar, pois, para calculá-la, não utilizamos medidas de volume que variam com a temperatura. Concentrações expressas em molalidade, fração em mol, porcentagem em massa e título são independentes da temperatura.

Um fato experimental que convém ser ressaltado é que, nas soluções aquosas diluídas que contêm quantidade igual ou inferior a 0,1 mol de soluto por 1 litro de água, as concentrações expressas em mol/L (m) e molalidade (W) são aproximadamente iguais numericamente.

Assim, uma solução aquosa 0,1 molal pode ser considerada 0,1 mol/L. Isso se deve ao fato de que 1 kg de água apresenta volume de 1,0 L.

Exercícios

Fração molar

1. (Fuern-RN) Uma solução preparada tomando-se 1 mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) e 99 mol de água (H_2O) apresenta frações molares de soluto e solvente, respectivamente, iguais a:
a) 0,18 e 0,82.
b) 0,82 e 0,18.
c) 0,90 e 0,10.
d) 0,10 e 0,90.
x e) 0,01 e 0,99.
2. Uma solução aquosa de NaOH apresenta a fração em mol do soluto igual a 0,3. Determine o número de mol da água, sabendo-se que o número de mol do NaOH é 0,3 mol.

3. (UFF-RJ) Uma solução contém 18,0 g de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), 24,0 g de ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) e 81,0 g de água (H_2O). Qual a fração molar de ácido acético na solução? (Massas molares: $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
4. A fração molar do KOH em uma solução aquosa é igual a 0,05. Se o número total de mol da solução é igual a 10, determine a massa do KOH e de H_2O presentes nessa solução. (Massas molares: $\text{KOH} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
5. (Uece) Determine a concentração em quantidade de matéria (molaridade) e a fração em quantidade de matéria (fração molar) do soluto em

uma solução de hidróxido de sódio cujo título é 40% e cuja densidade é 1 800 g/L.

Dado: massa molar do NaOH = $40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

6. Em uma solução aquosa de ureia ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$), a massa de ureia é igual a $\frac{1}{3}$ da massa de água. Calcule a fração molar da ureia. (Dados: massa molar do $\text{CO}(\text{NH}_2)_2 = 60 \text{ g/mol}$; $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$.)
7. Calcule a fração em mol do NaOH em uma solução aquosa contendo 28% em massa de NaOH. (Dados: MA do Na = 23; do O = 16; do H = 1.)
8. A fração em mol do LiOH em uma solução aquosa é igual a 0,2. Calcule a concentração em mol/L, sabendo que a densidade dessa solução é igual a $1,20 \text{ g/cm}^3$. (Dados: MA do Li = 7; do O = 16; do H = 1.)
9. A fração em mol do NaF em uma solução aquosa é igual a 0,15. Calcule a concentração em g/L, sabendo que a densidade da solução é igual a $1 250 \text{ g/L}$. (Dados: MA do Na = 23; do F = 19; do O = 16; do H = 1.)

Molalidade

10. Uma solução aquosa 2 molal de NaNO_3 apresenta _____ mol do soluto para cada kg de solvente. Assim, se desejarmos preparar uma solução de igual molalidade utilizando 10 kg do solvente, necessitaremos de _____ mol de soluto. Identifique os valores que completam corretamente as lacunas.
11. (PUC-MG) Uma solução aquosa 2 molal de H_3PO_4 contém:
 - a) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em 1 mol de água.
 - × b) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em 1000 g de água.
 - c) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em água suficiente para 1 L de solução.
 - d) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em 1 L de água.
 - e) 2 mol de H_3PO_4 dissolvidos em água para originar 1000 g de solução.
12. Calcule a molalidade (W) de uma solução aquosa obtida pela dissolução de 24,5 gramas de ácido sulfúrico em 1000 gramas de água. (Massa molar do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
13. Uma solução 0,2 molal de glicose foi preparada utilizando-se 500 gramas de água. Qual a massa de glicose presente nessa solução? (Massa molar da glicose = $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
14. Determine a molalidade (W) e a concentração em mol/L de uma solução obtida pela dissolução de 3,65 gramas de gás clorídrico (HCl) em 1 000 gramas de água, originando 1,0 L de solução. (Massa molar do HCl = $36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)
15. (PUC-MG) Quando 39,2 g de ácido sulfúrico são dissolvidos em 200 mL de água, obtém-se uma solução de volume igual a 220 mL. A molalidade (W) e a molaridade (m) dessa solução são iguais a:
 - a) 0,5 molar e 0,5 molar.
 - b) 1,0 molar e 2,0 molar.
 - c) 1,0 molar e 2,0 molar.
 - d) 2,0 molar e 1,8 molar.
 - × e) 2,0 molar e 1,8 molar.
16. Qual é a molalidade de uma solução aquosa com 60% em massa de MgSO_4 ? (Dados: MA do Mg = 24; do S = 32; do O = 16.)
17. 254,0 g de I_2 dissolvidos em 1000 L de solvente forneceram 1054 L de solução. Foram feitas as seguintes afirmações sobre essa solução.
 - I. A solução será 0,95 molar e 1,00 molar se o solvente for a água, admitindo o iodo solúvel na água.
 - II. A solução será 0,95 molar e 1,25 molar se o solvente for o álcool etílico.
 - III. A solução será 0,95 molar e $\frac{2}{3}$ molal se o solvente for o clorofórmio.
 - IV. A solução será 0,95 molar e 0,95 molal se o solvente tiver densidade igual a 1054 g/mL .

Sabendo que as densidades do álcool etílico e do clorofórmio são iguais a $0,800 \text{ g/mL}$ e $1,50 \text{ g/mL}$, respectivamente, quais das afirmações acima são corretas? I, II e III.

Dado: $I = 127$.

Diluição de soluções

A diluição no cotidiano

Xarope de groselha e suco de frutas concentrado, por exemplo, não são consumidos na forma como são comercializados. Para serem ingeridos, devem sofrer acréscimo de água, de acordo com instruções contidas nas embalagens.

Fotos: Rita Barreto/Fotoarena



1 medida de suco de laranja concentrado

+



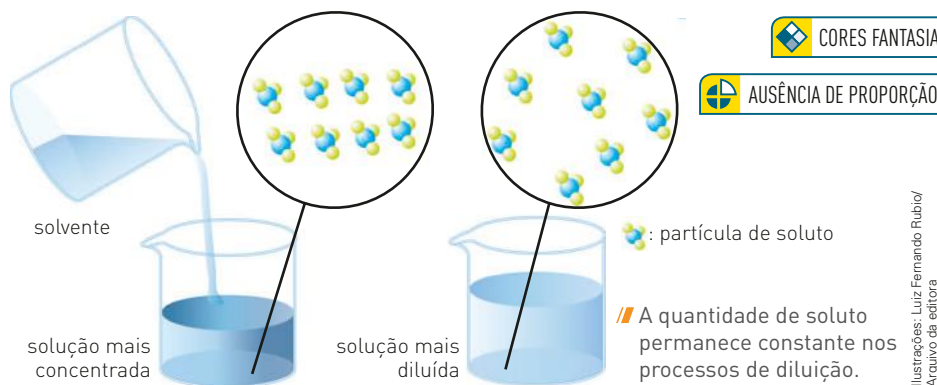
3 medidas de água

=



suco de laranja em quantidade equivalente a 4 medidas

1. Considerando que o suco na lata é chamado de concentrado, qual o nome do processo de acrescentar água ao suco?
2. Quais as mudanças que podem ser observadas no aspecto do suco antes e depois da mistura com a água?
3. De forma geral, como você definiria algo concentrado e algo diluído?



Note que, nesses exemplos de diluição, o procedimento foi o mesmo, ou seja, adição de certa quantidade de água (solvente) à solução inicial, obtendo-se uma nova solução **menos concentrada** ou **mais diluída**.

Independentemente de a diluição ser perceptível ou não, a quantidade do soluto presente na solução inicial será a mesma após a diluição; contudo, a adição de mais solvente acarretará um aumento na massa da solução, bem como em seu volume. Geralmente, o volume final corresponde à soma do volume da solução inicial com o volume do solvente adicionado.

Você sabe por que não faz bem ingerir líquidos quando nos alimentamos? Quando nos alimentamos, o suco gástrico entra em cena para auxiliar a digestão. Ao ingerirmos algum líquido, acabamos por diluir esse suco gástrico, fazendo com que o processo seja comprometido.

A diluição em laboratório

As diluições executadas em nosso dia a dia também são um procedimento habitual em laboratórios e indústrias. Isso se deve ao fato de as substâncias utilizadas em laboratório serem comercializadas em soluções padronizadas, que, por meio da diluição, possibilitam a obtenção de soluções menos concentradas, de acordo com a necessidade.

Em uma diluição, a quantidade de soluto nunca se altera, isto é, a quantidade inicial de soluto será sempre igual à quantidade final de soluto.

Assim, podemos relacionar as formas de concentração antes e depois de uma diluição.

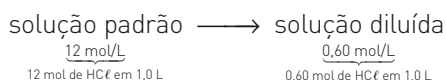
	Inicial	Final	Relação
Concentração comum	$C = \frac{m_1}{V}$	$C' = \frac{m_1}{V'}$	$CV = C'V'$
Concentração em mol/L Concentração molar (molaridade)	$m = \frac{n_1}{V}$	$m' = \frac{n_1}{V'}$	$mV = m'V'$
Título	$\tau = \frac{m_1}{m}$	$\tau' = \frac{m_1}{m'}$	$\tau m = \tau' m'$



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Vejamos um exemplo de dissolução.

Suponha que os técnicos de uma empresa que comercializa ácido clorídrico diluído a partir de uma solução padrão, com as características identificadas na ilustração ao lado, precisem preparar 1,0 L de uma solução de HCl (aq) 0,60 mol/L.



Para preparar 1,0 L da solução diluída, precisamos de 0,6 mol de ácido clorídrico. Então, inicialmente devemos determinar o volume da solução padrão, que contém 0,6 mol de HCl:

$$\left\{ \begin{array}{l} 1,0 \text{ L da solução padrão} \longrightarrow 12 \text{ mol de HCl} \\ x \longrightarrow 0,60 \text{ mol de HCl} \end{array} \right. \\ x = 0,050 \text{ L da solução padrão}$$

Portanto, devemos usar 0,05 L da solução padrão e adicionar água até completar o volume de 1,0 L.

Esses cálculos também poderiam ser feitos utilizando-se a expressão matemática:

$$\begin{aligned} mV &= m'V' \\ 12 \text{ mol/L} \cdot V &= 0,60 \text{ mol/L} \cdot 1,0 \text{ L} \\ V &= \frac{0,60 \text{ mol/L} \cdot 1,0 \text{ L}}{12 \text{ mol/L}} \\ V &= 0,050 \text{ L} \end{aligned}$$

Para produzir 1,0 L dessa nova solução, deveríamos adicionar 0,950 L de água:

$$\begin{aligned} V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}} &= \text{volume de água adicionado} \\ 1,0 \text{ L} - 0,050 \text{ L} &= 0,950 \text{ L} \end{aligned}$$

Nas dissoluções em laboratórios, utilizam-se equipamentos como os mostrados acima.



Luiz Fernando Rubio/Arquivo da editora

Exercício resolvido

(Unioeste) A espectrofotometria na região do ultravioleta-visível (UV-vis) é uma técnica muito útil na determinação quantitativa, pois existe uma relação linear, dada pela Lei de Beer, entre a concentração de um analito (c) e a absorbância do mesmo (A). Esta relação é dada pela expressão matemática $A = \varepsilon \cdot b \cdot c$ onde ε é uma constante denominada absorvidade molar, b é o caminho óptico, em cm e c a concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

De uma amostra, retirou-se uma alíquota de 1 mL, que foi diluída a 100 mL. Desta solução, retirou-se uma alíquota cuja absorbância lida no equipamento foi de 0,4. Determine a concentração da amostra inicial, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, considerando-se que o caminho óptico foi de 1 cm e $\varepsilon = 4 \cdot 10^4 \text{ L} \cdot \text{cm}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) $1 \cdot 10^{-1}$
- b) $1 \cdot 10^{-2}$
- c) $1 \cdot 10^{-3}$
- d) $1 \cdot 10^{-4}$
- e) $1 \cdot 10^{-5}$

Solução:

A partir das informações do enunciado da questão:
 $A = \varepsilon \cdot b \cdot c$

$A \Rightarrow$ absorbância lida no equipamento foi de 0,4
 $A = 0,4$

b é o caminho óptico, e foi de 1 cm

$b = 1 \text{ cm}$

$\varepsilon = 4 \cdot 10^4 \text{ L} \cdot \text{cm}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Utilizando esses dados podemos determinar a concentração em mol/L (c):

$A = \varepsilon \cdot b \cdot c$

$0,4 = 4 \cdot 10^4 \text{ L} \cdot \text{cm}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ cm} \cdot c_{\text{final}}$

$c_{\text{final}} = 10^{-5} \text{ mol/L}$

O volume inicial, pelos dados, era de 1 mL e o volume final, de 100 mL.

Como a concentração (mol/L) final era de 10^{-5} mol/L , temos:

$$\begin{array}{ccc} 10^{-5} \text{ mol/L} & \text{-----} & 100 \text{ mL} & \text{-----} & 0,1 \text{ L} \\ x & \text{-----} & 1 \text{ mL} & \text{-----} & 0,01 \text{ L} \\ x = 10^{-3} \text{ mol/L} \end{array}$$

Ou utilizando as fórmulas de diluição:

$$c_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = c_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$c_{\text{inicial}} \cdot 1 \text{ mL} = 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 100 \text{ mL}$$

$$c_{\text{inicial}} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

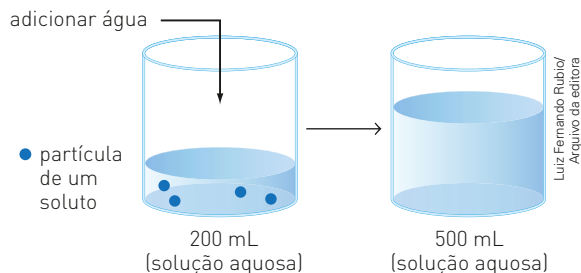
Fundamentando seus conhecimentos

Observe as informações do rótulo de uma embalagem de solução aquosa e responda às questões 1 a 11.

Tabela nutricional	
Cada 100 mL contém:	
calorias	24 kcal
carboidratos	6,0 g
proteínas	0,0 g
lipídios	0,0 g
sódio	45,0 mg
potássio	12,0 mg
cloreto	42,0 mg
fibra alimentar	0,0 g

- Foram mencionados dois metais. Consulte a tabela periódica e identifique os seus símbolos e a que família pertencem.
- O rótulo indica a presença de carboidratos, substâncias que podem ser representadas pela fórmula geral $C_x(H_2O)_x$. Sabendo que alguns açúcares podem ser expressos por essa fórmula geral, dê o nome e a fórmula molecular de um açúcar que segue essa fórmula.
- O sódio presente na solução indicada está na forma Na^0 ou Na^+ ?
- O potássio encontra-se na forma K^0 , K^+ ou K^{2+} ?
- O cloreto está presente na solução como Cl_2 , Cl^+ ou Cl^- ?

6. Calcule a massa, em gramas, de sódio presente em 1,0 mL de solução.
7. Calcule a massa, em gramas, de potássio presente em 0,50 L de solução.
8. Calcule a concentração, em mg/mL, para o potássio.
9. Calcule a concentração, em g/L, do cloreto.
10. Você dispõe de 100 mL da solução e a ela adiciona água até completar 1 L. Quais são as massas, em mg, de sódio, de potássio e de cloreto nessa nova solução?
11. Determine a concentração, em g/L, do sódio, do potássio e do cloreto para a nova solução obtida no exercício anterior.
12. Observe a ilustração a seguir, na qual não foram indicadas as partículas do soluto após a diluição:



- I. O que aconteceu com:
 - a) o volume da solução?
 - b) a massa da solução?
 - c) a massa do soluto?
 - d) a massa do solvente?
 - e) o número de partículas do soluto?
- II. Determine a relação $\frac{\text{número de partículas do soluto}}{\text{volume da solução em litros}}$ antes e após a adição de água.

Desenvolvendo seus conhecimentos

Leia o texto para responder à questão.

Experiência – Escrever uma mensagem secreta no laboratório

Materiais e Reagentes Necessários

- Folha de papel
- Pincel fino
- Difusor
- Solução de fenolftaleína
- Solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L ou solução saturada de hidróxido de cálcio

Procedimento Experimental

Utilizando uma solução incolor de fenolftaleína, escreva com um pincel fino uma mensagem numa folha de papel.

A mensagem permanecerá invisível.

Para revelar essa mensagem, borrife a folha de papel com uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio, com o auxílio de um difusor.

A mensagem aparecerá magicamente com a cor vermelha.

Explicação

A fenolftaleína é um indicador que fica vermelho na presença de soluções básicas, nesse caso, uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio.

<<http://tinyurl.com/o2vav8v>>. Acesso em: 31.08.15. Adaptado.

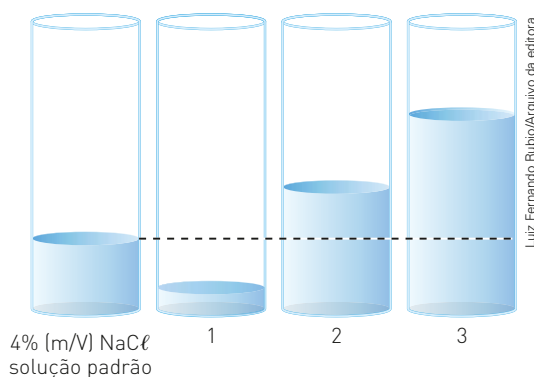
1. (Fatec-SP) Um aluno da Fatec foi ao laboratório de Química para realizar esse experimento. Lá

ele encontrou apenas uma solução aquosa de NaOH de concentração 0,5 mol/L.

Para realizar a experiência na concentração descrita no texto, a partir da solução que ele encontrou, deverá realizar uma

- x a) diluição com água.
- b) evaporação de água.
- c) dissolução de NaOH sólido.
- d) titulação de precipitação de NaOH.
- e) mistura com uma solução de NaCl.

2. Observe a ilustração e responda.



- I. Qual recipiente representa uma solução diluída a 2% (m/V) obtida a partir da solução padrão?
- II. Qual recipiente representa uma solução diluída a 1% (m/V) obtida a partir da solução padrão?

3. O rótulo de uma solução contendo fertilizante concentrado indica a presença de 8,0 g de fosfato em 100 mL de solução. Calcule a concentração de fosfato em gramas por litro após adicionarmos água aos 5,0 L do fertilizante concentrado, até completarmos um volume de 100 L.



$V = 5,0 \text{ L}$

Luiz Fernando Rubio/
Arquivo da editora

4. (Vunesp-SP) O volume final, em L, de suco diluído obtido a partir de 300 mL de suco de tangerina de alto teor de polpa, seguindo rigorosamente a sugestão de preparo, é:

a) 0,9.
b) 1,0.
c) 1,5.
☒ d) 1,8.
e) 2,3.



Luiz Fernando Rubio/Arquivo da editora

5. Em 200 mL de solução aquosa de iodeto de potássio de concentração 10 g/L, adicionou-se água suficiente para completar 5,0 L de solução. Determine a concentração em g/L da nova solução.
6. (UnB-DF) A partir de uma solução de hidróxido de sódio na concentração de 25 g/L, deseja-se obter 125 mL dessa solução na concentração de 10 g/L. Calcule, em mililitros, o volume da solução inicial necessário para esse processo. Despreze a parte fracionária de seu resultado, caso exista.

7. (Udesc) Assinale a alternativa que corresponde ao volume de solução aquosa de sulfato de sódio, a 0,35 mol/L, que deve ser diluída por adição de água, para se obter um volume de 650 mL de solução a 0,21 mol/L.

a) 500 mL
b) 136 mL
c) 227 mL
d) 600 mL
☒ e) 390 mL

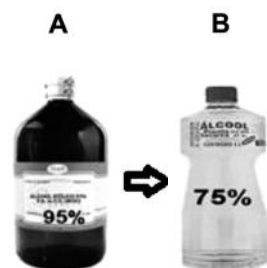
8. (Uerj) Diluição é operação muito empregada no nosso dia a dia, quando, por exemplo, preparamos um refresco a partir de um suco concentrado. Considere 100 mL de determinado suco em que a concentração do soluto seja de 0,4 mol/L. O volume de água, em mL, que deverá ser acrescentado para que a concentração do soluto caia para 0,04 mol/L, será de:

a) 1 000.
b) 900.
c) 500.
d) 400.

9. (Ifsul-RS) Observe, conforme figura ao lado, que, em um laboratório, tem-se o álcool A e deseja-se preparar 1000 mL do álcool B.

Qual volume de água (em mL) deve ser adicionado à quantidade de álcool retirada do frasco A para atingir esse objetivo?

a) 150 mL
b) 210 mL
c) 750 mL
d) 950 mL



Reprodução/IFSU, 2017.

10. (UFRRJ) Antigamente, o açúcar era um produto de preço elevado e utilizado quase exclusivamente como medicamento calmante. No século XVIII, com a expansão das lavouras de cana-de-açúcar, esse cenário mudou. Hoje a sacarose é acessível à maior parte da população, sendo utilizada no preparo de alimentos e bebidas. Um suco de fruta concentrado de determinada marca foi adoçado com 3,42 g de açúcar (sacarose: $C_{12}H_{22}O_{11}$) em 200 mL de solução. Com este suco, foi preparado um refresco, adicionando-se mais 800 mL de água. A concentração em mol/L de sacarose no **suco** e a concentração em g/L de sacarose no **refresco** são, respectivamente:

Dado: Massa molar ($C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g/mol}$).

a) 0,05 mol/L e 34,2 g/L.
☒ b) 0,05 mol/L e 3,42 g/L.
c) 0,5 mol/L e 3,42 g/L.
d) 0,5 mol/L e 34,2 g/L.
e) 0,05 mol/L e 342 g/L.

11. (Enem) A hidroponia pode ser definida como uma técnica de produção de vegetais sem necessariamente a presença de solo. Uma das formas de implementação é manter as plantas com suas raízes suspensas em meio líquido, de onde retiram os nutrientes essenciais. Suponha que um produtor de rúcula hidropônica precise ajustar a concentração de íon nitrato (NO_3^-) para 0,009 mol/L em um tanque de 5000 litros e, para tanto, tem em mãos uma solução comercial nutritiva de nitrato de cálcio 90 g/L. As massas molares dos elementos N, O e Ca são iguais a 14 g/mol, 16 g/mol e 40 g/mol respectivamente.

Qual o valor mais próximo do volume da solução nutritiva, em litros, que o produtor deve adicionar ao tanque?

a) 26
b) 41
c) 45
d) 51
e) 82

Desafiando seus conhecimentos

1. (UEMG) Um desodorante vendido comercialmente nas farmácias traz a seguinte descrição do produto:

Lysoform Primo Plus - desodorante corporal que previne e reduz os maus odores, deixando uma agradável sensação de limpeza e frescor. Insustituível na higiene diária, garante o bem-estar e a tranquilidade para o convívio social.

Finalidade: Desodorizar e higienizar o corpo.

Modo de Usar: Usar uma solução contendo 8 tampas (32 mL) de Lysoform Primo Plus e água suficiente para cada 1 litro.

Seguindo as orientações do fabricante, uma pessoa que preparar uma solução do produto com 250 mL terá que adicionar quantas tampas da solução de Lysoform?

- a) 1
 x b) 2
 c) 3
 d) 4
2. (Fasm-SP) Em uma aula experimental de Química, os alunos testaram uma amostra incolor de vinagre, solução de ácido acético de concentração 0,05 mol/L e $\text{pH} = 3$, com os dois indicadores ácido-base relacionados na tabela.

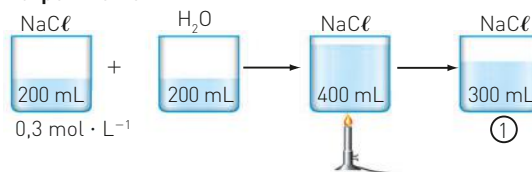
Indicador	Cor	Faixa de transição (pH)	Cor
Vermelho de metila	Vermelho	4,8 – 6,0	Amarelo
Púrpura de cresol	Vermelho	1,2 – 2,8	Amarelo

(Daniel C. Harris. Análise química quantitativa, 2001.)

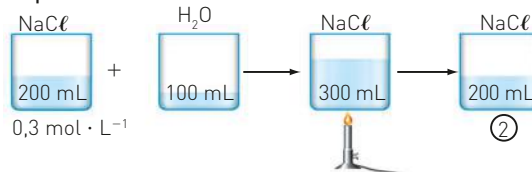
Em seguida, 1,0 mL do vinagre foi diluído em água destilada, obtendo-se 100 mL de solução. No final do experimento, os alunos apresentaram um relatório com as informações obtidas.

- a) Quais foram as cores obtidas com cada indicador no teste da amostra de vinagre antes da diluição?
- b) Determine a concentração, em mol/L, da solução de vinagre diluída. Apresente os cálculos efetuados.
3. (Uerj) Os esquemas a seguir ilustram três experimentos envolvendo diluição seguida de evaporação de soluções de NaCl, cujas concentrações iniciais são iguais. As soluções resultantes desse processo, em cada um dos experimentos, têm suas concentrações, em quantidade de matéria, identificadas por 1, 2 e 3.

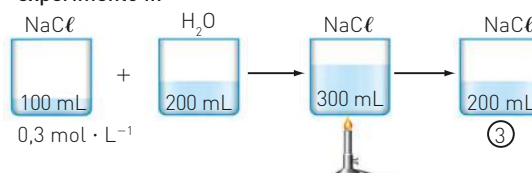
experimento I



experimento II



experimento III



Reprodução/Arquivo da editora

As concentrações das soluções resultantes obedecem à seguinte relação:

- x a) $2 > 1 > 3$.
 b) $1 > 2 > 3$.
 c) $1 > 3 > 2$.
 d) $3 > 2 > 1$.

4. (Enem-PPL) O álcool comercial (solução de etanol) é vendido na concentração de 96% em volume. Entretanto, para que possa ser utilizado como desinfetante, deve-se usar uma solução alcoólica na concentração de 70% em volume. Suponha que um hospital recebeu como doação um lote de 1000 litros de álcool comercial a 96% em volume, e pretende trocá-lo por um lote de álcool desinfetante.

Para que a quantidade total de etanol seja a mesma nos dois lotes, o volume de álcool a 70% fornecido na troca deve ser mais próximo de:

- a) 1042 L.
 x b) 1371 L.
 c) 1428 L.
 d) 1632 L.
 e) 1700 L.
5. (Uerj) Um medicamento, para ser administrado a um paciente, deve ser preparado com uma solução aquosa de concentração igual a 5%, em massa, de soluto. Dispondo-se do mesmo medicamento em uma solução a 10%, esta deve ser diluída com água, até atingir o percentual desejado.

As massas de água na solução mais concentrada, e naquela obtida após a diluição, apresentam a seguinte razão:

- a) $\frac{5}{7}$.
- b) $\frac{5}{9}$.
- ☒ c) $\frac{9}{19}$.
- d) $\frac{7}{15}$.

6. (UFPE) Os médicos recomendam que o umbigo de recém-nascidos seja limpo, usando-se álcool a 70%. Contudo, no comércio, o álcool hidratado é geralmente encontrado na concentração de 96% de volume de álcool para 4% de volume de água. Logo, é preciso realizar uma diluição. Qual o volume de água pura que deve ser adicionado a 1 litro (1 L) de álcool hidratado 80% v/v, para obter-se uma solução final de concentração 50% v/v?

- a) 200 mL
- b) 400 mL
- ☒ c) 600 mL
- d) 800 mL
- e) 1 600 mL

7. (FGV-SP) O Brasil é um grande produtor e exportador de suco concentrado de laranja. O suco *in natura* é obtido a partir de processo de prensagem da fruta que, após a separação de cascas e bagaços, possui 12% em massa de sólidos totais, solúveis e insolúveis. A preparação do suco concentrado é feita por evaporação de água até que se atinja o teor de sólidos totais de 48% em massa. Quando uma tonelada de suco de laranja *in natura* é colocada em um evaporador, a massa de água evaporada para obtenção do suco concentrado é, em quilograma, igual a:

- a) 125.
- b) 250.
- c) 380.
- d) 520.
- ☒ e) 750.

8. (Enem) A varfarina é um fármaco que diminui a agregação plaquetária e, por isso, é utilizada como anticoagulante, desde que esteja presente no plasma, com uma concentração superior a 1,0 mg/L. Entretanto, concentrações plasmáticas superiores a 4,0 mg/L podem desencadear he-

morragias. As moléculas desse fármaco ficam retidas no espaço intravascular e dissolvidas exclusivamente no plasma, que representa aproximadamente 60% do sangue em volume. Em um medicamento, a varfarina é administrada por via intravenosa na forma de solução aquosa, com concentração de 3,0 mg/mL. Um indivíduo adulto, com volume sanguíneo total de 5,0 L, será submetido a um tratamento com solução injetável desse medicamento.

Qual é o máximo volume da solução do medicamento que pode ser administrado a esse indivíduo, pela via intravenosa, de maneira que não ocorram hemorragias causadas pelo anticoagulante?

- a) 1,0 mL
- b) 1,7 mL
- c) 2,7 mL
- ☒ d) 4,0 mL
- e) 6,7 mL

9. (UEG-GO) Uma solução estoque de hidróxido de sódio (NaOH) foi preparada pela dissolução de 4 g do soluto em água, obtendo-se ao final 100 mL e, posteriormente, determinado volume foi diluído para 250 mL obtendo-se uma nova solução de concentração igual a $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. O volume diluído, em mL, da solução estoque é, aproximadamente:

Dado: Massa molar NaOH = 40 g/mol

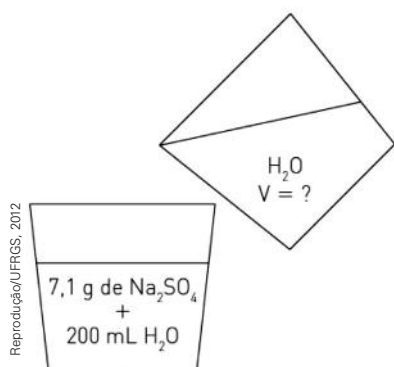
- a) 26.
- b) 37.
- c) 50.
- d) 75.

10. (IFPE) O permanganato de potássio (KMnO_4) é uma substância vendida nas farmácias, sendo utilizado como antisséptico que possui ação antibacteriana em feridas, o que facilita a cicatrização das mesmas. O permanganato de potássio é encontrado no mercado na forma de comprimidos de 100 mg e seu modo de preparo é o seguinte: para cada 25 mg do permanganato, completa-se com água para 1 litro de solução, nesse caso, a concentração será 25 mg/L. Admita que um médico recomende para um indivíduo preparar uma solução de permanganato de potássio para utilizar em seus ferimentos e, na hora da preparação, em vez de o paciente colocar um comprimido e completar com água para 4 litros de solução, acabou adicionando três comprimidos de permanganato de potássio, de 100 mg cada, e completou com água para 4 litros de solução. Admitindo que, para ajustar a concentração da solução de per-

manganato de potássio, deve-se acrescentar água, assinale a única alternativa que indica corretamente o volume de água, em litros, que deve ser acrescentado à solução já preparada para chegar à concentração correta, ou seja, 25 mg/L.

- a) 5
b) 14
c) 10
x d) 8
e) 3

11. (UFRGS-RS) Um estudante realizou uma diluição, conforme mostrado na figura.



Supondo-se que a densidade da água, bem como da solução inicial, seja de 1,0 g/mL, qual será o volume de água a ser adicionado para que a solução passe a ter concentração de 0,2 mol/L?

- a) 25 mL
x b) 50 mL
c) 100 mL
d) 200 mL
e) 250 mL
12. (Unicamp-SP) Um dos grandes problemas das navegações do século XVI referia-se à limitação de água potável que era possível transportar numa embarcação. Imagine uma situação de emergência em que restaram apenas 300 litros (L) de água potável (considere-a completamente isenta de eletrólitos). A água do mar não é apropriada para o consumo, devido à grande concentração de NaCl (25 g/L), porém o soro fisiológico (10 g de NaCl/L) é. Se os navegantes tivessem conhecimento da composição do soro fisiológico, poderiam ter usado a água potável para diluir água do mar de modo a obter soro e assim teriam um volume maior de líquido para beber.
- a) Que volume total de soro seria obtido com a diluição, se todos os 300 litros de água potável fossem usados para esse fim?
- b) Considerando-se a presença de 50 pessoas na embarcação e admitindo-se uma distribuição equitativa do soro, quantos gramas de NaCl teriam sido ingeridos por cada pessoa?

- c) Uma maneira que os navegantes usavam para obter água potável adicional era recolher água de chuva. Considerando-se que a água da chuva é originária, em grande parte, da água do mar, como se explica que ela possa ser usada como água potável?

13. (UFMG) Uma criança precisa tomar 15 gotas de um antitérmico diluídas em água. Considere desprezível, na solução formada, o volume das gotas adicionadas à água. Todas as seguintes afirmativas referentes a essa solução estão corretas, exceto:
- a) A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução equivale ao dobro da concentração das mesmas 15 gotas para 40 mL de solução.
- b) A concentração de 15 gotas do medicamento diluído para 20 mL de solução é três vezes maior que a concentração de 5 gotas diluídas para o mesmo volume de solução.
- x c) A concentração do medicamento em uma gota antes da diluição em água é menor que a concentração em 15 gotas, também antes da diluição em água.
- d) A quantidade de medicamento ingerido independe do volume de água utilizado na diluição.
14. (UEPG-PR) O mercúrio é um metal tóxico que pode ser absorvido pelos animais por via gastrointestinal e cuja excreção é lenta. O limite máximo de mercúrio permitido em águas doces é de 0,002 mg/L. A análise da água de um rio próximo de um garimpo revelou uma concentração de $5 \cdot 10^{-5}$ mol/L de mercúrio. Sobre o sistema proposto, assinale o que for correto.
- Dados: Hg = 201 g/mol; Cl = 35,5 g/mol. Solubilidade do Hg elementar = 2 µg/L a 30 °C.
- 01) A concentração de mercúrio na água do rio, próximo do garimpo, está acima do limite permitido.
- 02) Um garimpeiro que bebe um copo de 250 mL da água do rio ingere aproximadamente 2,5 mg de mercúrio.
- 04) A diluição de 1 mL da água do rio em 1 L de água destilada produz uma solução $5 \cdot 10^{-8}$ mol/L de mercúrio.
- 08) A água contaminada com mercúrio até a concentração limite permitida a 30 °C apresenta uma única fase e é classificada como solução.
- 16) A dissolução de 136 g de HgCl₂ em 1 L de água produz uma solução 0,5 mol/L de mercúrio.
- 01, 02, 04, 08 e 16.

15. (PUC-MG) O íon hipoclorito, chamado também de cloro ativo, é responsável pela ação clareadora e desinfetante da água sanitária. Considerando-se que o teor de cloro ativo na água sanitária é aproximadamente 2,5% p/p e que, para desinfecção de água potável, a concentração deste íon deve ser 12500 vezes menor, é **CORRETO** afirmar que, para higienizar 1000 kg de água, precisa-se adicionar aproximadamente:
- a) 2 kg de água sanitária.
 - b) 2 kg de cloro ativo.
 - c) 2 g de água sanitária.
 - ☒ d) 2 g de cloro ativo.
16. (UFJF-MG) Ácido muriático é o nome comercial do ácido clorídrico. Ele pode ser utilizado para limpeza de calçamentos em geral. A pessoa encarregada da limpeza recebeu 1,0 L de uma solução desse ácido, na concentração de 2,0 mol/L, e a orientação para diluí-la na proporção 1:100. Qual será a concentração da solução preparada para limpeza em g/L?
- a) 0,02
 - b) 2,0
 - c) 3,65
 - d) 0,365
 - ☒ e) 0,73
17. (UFMG) Uma mineradora de ouro, na Romênia, lançou 100 000 m³ de água e lama contaminadas com cianeto, CN⁻ (aq), nas águas de um afluente do segundo maior rio da Hungria. A concentração de cianeto na água atingiu, então, o valor de 0,0012 mol/litro. Essa concentração é muito mais alta que a concentração máxima de cianeto que ainda permite o consumo doméstico da água, igual a 0,01 miligrama/litro. Considerando-se essas informações, para que essa água pudesse servir ao consumo doméstico, ela deveria ser diluída, aproximadamente:
- a) 32 000 vezes.
 - ☒ b) 3 200 vezes.
 - c) 320 vezes.
 - d) 32 vezes.
18. (Ufes) Uma solução de sulfato de sódio (Na₂SO₄) 1 mol/L é diluída até o dobro do seu volume inicial. A concentração de íons sódio (em mol/L) na solução diluída é:
- a) $1,0 \cdot 10^{-3}$.
 - b) $2,0 \cdot 10^{-3}$.
 - c) $2,5 \cdot 10^{-1}$.
 - d) $5,0 \cdot 10^{-1}$.
 - ☒ e) 1,0.
19. (Unigranrio-RJ) O estudo da concentração de soluções aquosas faz-se necessário em muitos ramos da indústria química onde há necessidade de quantidades exatas de componentes químicos reacionais. Entre os ramos da indústria química que utilizam conhecimentos de concentrações podem ser citados o de tratamento de água e efluentes e a indústria cosmética. Um volume de 50,00 mL de uma solução de MgCl₂ a 2,0 mol/L é diluído até 1 litro de volume final. Sabendo que soluções diluídas de MgCl₂ são totalmente solúveis e dissociáveis ($\alpha = 1$), podemos afirmar que a concentração, em mol/L, de íons cloreto na nova solução após a diluição será de:
- a) 0,1.
 - ☒ b) 0,2.
 - c) 1,0.
 - d) 2,0.
 - e) 4,0.
20. (ITA-SP) Para preparar 80 L de uma solução aquosa 12% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = 1,10 g/cm³) foram adicionados x litros de uma solução aquosa 44% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = 1,50 g/cm³) e y litros de água deionizada (massa específica = 1,00 g/cm³). Os valores de x e y são, respectivamente:
- a) 12 L e 68 L.
 - ☒ b) 16 L e 64 L.
 - c) 30 L e 50 L.
 - d) 36 L e 44 L.
 - e) 44 L e 36 L.
21. (UFC-CE) Em média, 90% das pessoas cujo exame de sangue apresenta concentração de etanol, C₂H₅O, de 0,0030 g/mL de sangue, demonstram sinais óbvios de intoxicação. A concentração fatal é estimada em 0,0070 g/mL de sangue. Supondo que todo o álcool vai direto para o sangue e que a densidade do etanol é de 0,80 g/mL, responda qual é a opção em que o volume de uísque (40% de etanol por volume) corresponde à diferença entre a intoxicação e a dose fatal para uma pessoa cujo volume de sangue é de 6,0 litros:
- a) 12 mL.
 - b) 22 mL.
 - c) 30 mL.
 - ☒ d) 75 mL.
 - e) 120 mL.

Mistura de soluções

A mistura de soluções é feita frequentemente em algumas situações da nossa vida.

Em laboratórios e nas indústrias, a mistura de soluções é um procedimento muito comum e importante; nesses casos, é fundamental a determinação da concentração dos componentes das misturas obtidas.

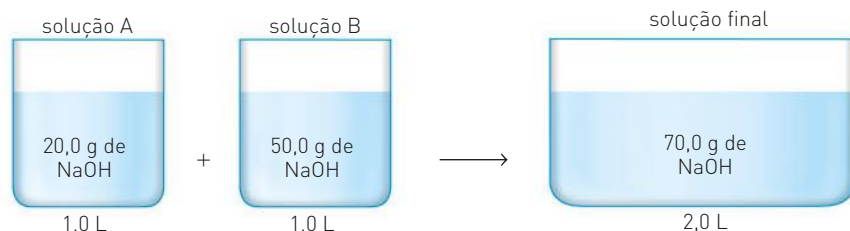
Mistura de soluções com o mesmo solvente e o mesmo soluto

Quando misturamos duas soluções formadas pelo mesmo solvente e pelo mesmo soluto, podemos verificar dois fatos:

- na solução final, a quantidade (número de mol ou massa) do soluto é igual à soma das quantidades de soluto presentes nas soluções iniciais;
- o volume da solução final corresponde, de maneira geral, à soma dos volumes das soluções iniciais.

Experimentalmente, verifica-se que na preparação de algumas soluções ocorre uma contração de volume, devido a interações intensas entre as moléculas do solvente e do soluto. O volume final de uma solução deve ser sempre determinado experimentalmente.

Vamos considerar a seguinte situação, na qual será feita a mistura de duas soluções aquosas de hidróxido de sódio (NaOH).



Getty Images/Stockphoto



// Tanto o suco do limão como o chá são soluções; o mesmo é válido para o adoçante e o café. Nos dois casos, ocorre uma mistura de soluções.

// Para fabricar determinado perfume, é necessário misturar várias essências, e cada uma delas é uma solução.



Como podemos notar pelo exemplo, na solução final a quantidade de soluto, a massa e o volume da solução correspondem às somas de seus valores nas soluções iniciais.

Para a solução final, temos:

$$\left. \begin{array}{l} m_1 = 70 \text{ g de NaOH} \\ V = 2,0 \text{ L} \end{array} \right\} C = \frac{70 \text{ g}}{2,0 \text{ L}} = 35 \text{ g/L}$$

O valor da concentração de uma mistura formada pelo mesmo soluto e pelo mesmo solvente pode ser determinado através de uma expressão matemática, deduzida da seguinte maneira:

$$\begin{array}{llll} \text{solução A: } m_1 = 20 \text{ g} & C_A = \frac{m_1}{V_A} & \text{solução B: } m_1 = 50 \text{ g} & C_B = \frac{m_1}{V_B} \\ V_A = 1 \text{ L} & \Downarrow & V_B = 1 \text{ L} & \Downarrow \\ & m_1 = C_A V_A & & m_1 = C_B V_B \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{solução final = (mistura): } m_1 = m_1 + m_1 \\ m_1 = C_A V_A + C_B V_B \\ C = \frac{m_1}{V} \\ m_1 = CV \end{array} \quad C_A V_A + C_B V_B = CV$$

Substituindo os valores:

$$\begin{array}{l} C_A V_A + C_B V_B = CV \\ \frac{20 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} + \frac{50 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} = C \cdot 2 \text{ L} \\ C = 35 \text{ g/L} \end{array}$$

Note que a concentração de NaOH na mistura apresenta um valor intermediário entre os valores das soluções A e B.

Concentração em g/L							
Solução A			Mistura			Solução B	
20 g/L		<	35 g/L		<	50 g/L	

Esse tipo de fórmula, para a concentração em g/L, pode ser deduzida analogamente para outras formas de exprimir as concentrações:

$$C_A V_A + C_B V_B + \dots = CV$$

$$m_A V_A + m_B V_B + \dots = mV$$

$$\tau_A V_A + \tau_B V_B + \dots = \tau V$$

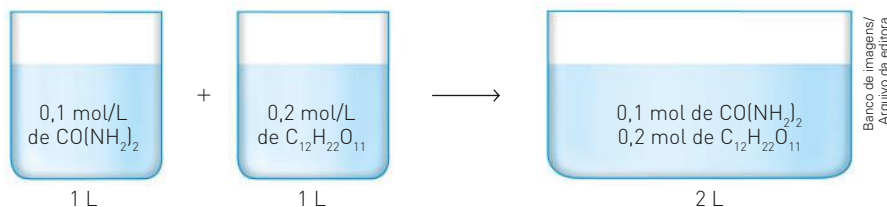
Mistura de soluções com o mesmo solvente e solutos diferentes

Nesse tipo de mistura de soluções pode ou não ocorrer uma reação química, dependendo dos solutos presentes nas soluções misturadas. Vamos estudar essas duas possibilidades separadamente.

Sem ocorrência de reação química

Neste caso, quando se misturam duas soluções, ocorre a diluição de cada um dos solutos, pois suas quantidades permanecem constantes, porém dispersas em um volume maior. As concentrações finais dos dois solutos são menores que as iniciais.

Vamos analisar a seguinte mistura:



Na solução final:

$$\text{para o } \text{CO}(\text{NH}_2)_2: m = \frac{n_1}{V} = \frac{0,1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$\text{para o } \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}: m = \frac{n_1}{V} = \frac{0,2 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Também poderíamos determinar as concentrações em mol/L do $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ e do $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ após a mistura, utilizando a fórmula de diluição.

$$m \cdot V = m' \cdot V'$$

Assim:

$$\begin{aligned} \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \\ m \cdot V = m' \cdot V' \\ \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} &= m' \cdot 2 \text{ L} \\ m' &= 0,05 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \\ m \cdot V = m' \cdot V' \\ \frac{0,2 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} &= m' \cdot 2 \text{ L} \\ m' &= 0,1 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Nesses exemplos, efetuamos os cálculos com a concentração em mol/L; porém, podemos aplicar o mesmo raciocínio para as outras formas de concentração.

Exercícios resolvidos

1. Misturando-se 200 mL de uma solução aquosa 0,20 mol/L de AgNO_3 com 800 mL de uma solução aquosa de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0,10 mol/L, quais serão as concentrações em mol/L dos íons Ag^+ , Ca^{2+} e NO_3^- presentes na solução final?

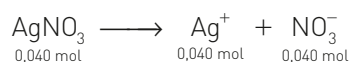
Solução

Inicialmente vamos determinar o número de mol do soluto e dos íons em cada solução.

$$\text{AgNO}_3 \begin{cases} V = 200 \text{ mL} = 0,20 \text{ L} \\ 0,20 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ L de solução} &\text{ ————— } 0,20 \text{ mol de } \text{AgNO}_3 \\ 0,20 \text{ L} &\text{ ————— } x \\ x &= 0,040 \text{ mol de } \text{AgNO}_3 \end{aligned}$$

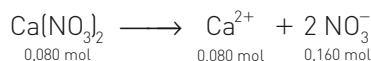
Na dissociação, temos:



$$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \begin{cases} V = 800 \text{ mL} = 0,80 \text{ L} \\ 0,10 \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ L de solução} &\text{ ————— } 0,10 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \\ 0,80 \text{ L} &\text{ ————— } x \\ x &= 0,080 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \end{aligned}$$

Na dissociação, temos:



Para calcularmos a concentração em mol/L dos íons na solução final devemos considerar o volume final igual a 1,0 L:

$$\text{Ag}^+ = \frac{0,040 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,040 \text{ mol/L}$$

$$\text{Ca}^{2+} = \frac{0,080 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,080 \text{ mol/L}$$

$$\text{NO}_3^- = \frac{0,040 \text{ mol} + 0,160 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,20 \text{ mol/L}$$

2. (Fuvest-SP) Uma enfermeira precisa preparar 0,50 L de soro que contenha $1,5 \cdot 10^{-2}$ mol de KCl e $1,8 \cdot 10^{-2}$ mol de NaCl , dissolvidos em uma solução aquosa de glicose. Ela tem à sua disposição

soluções aquosas de KCl e $NaCl$, de concentrações, respectivamente, $0,15 \text{ g/mL}$ e $0,60 \cdot 10^{-2} \text{ g/mL}$. Para isso, terá de utilizar $x \text{ mL}$ da solução de KCl , e $y \text{ mL}$ da solução de $NaCl$, e completar o volume, até $0,50 \text{ L}$, com a solução aquosa de glicose. Os valores de x e y devem ser, respectivamente,

- $2,5$ e $0,60 \cdot 10^2$
- $7,5$ e $1,2 \cdot 10^2$
- $7,5$ e $1,8 \cdot 10^2$
- 15 e $1,2 \cdot 10^2$
- 15 e $1,8 \cdot 10^2$

Dados (massa molar em g/mol): $KCl = 75$; $NaCl = 59$.

Solução

Inicialmente devemos transformar as concentrações de g/mL para mol/L .

Para o $KCl = 0,15 \text{ g/mL}$:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mL de solução} &\text{ ————— } 0,15 \text{ g de } KCl \\ 1,0 \text{ L} = 1\,000 \text{ mL} &\text{ ————— } x \\ x = 150 \text{ g de } KCl &\text{ em } 1,0 \text{ L de solução} \\ 1 \text{ mol de } KCl &\text{ ————— } 75 \text{ g} \\ x &\text{ ————— } 150 \text{ g} \\ x = 2 \text{ mol de } KCl &\text{ em } 1,0 \text{ L de solução} \end{aligned}$$

Para o $NaCl = 0,60 \cdot 10^{-2} \text{ g/mL}$:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mL de solução} &\text{ ————— } 0,60 \cdot 10^{-2} \text{ g de } NaCl \\ 1,0 \text{ L} = 1\,000 \text{ mL} &\text{ ————— } x \\ x = 6,0 \text{ g de } NaCl &\text{ em } 1,0 \text{ L de solução} \\ 1 \text{ mol de } NaCl &\text{ ————— } 59 \text{ g} \\ x &\text{ ————— } 6,0 \text{ g} \\ x = 0,1 \text{ mol de } NaCl &\text{ em } 1,0 \text{ L de solução} \end{aligned}$$

Como a enfermeira necessita preparar uma solução contendo $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de KCl e $1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de $NaCl$, devemos calcular o volume de cada uma das soluções que contenha o número de mol necessário.

KCl

$$\begin{aligned} 2,0 \text{ mol de } KCl &\text{ ————— } 1,0 \text{ L de solução} \\ 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } KCl &\text{ ————— } x \\ x = 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ L de solução} \\ 1,0 \text{ L} &\text{ ————— } 1000 \text{ mL} \\ 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ L} &\text{ ————— } x \\ x = 7,5 \text{ mL de solução de } KCl \end{aligned}$$

$NaCl$

$$\begin{aligned} 0,1 \text{ mol de } NaCl &\text{ ————— } 1,0 \text{ L de solução} \\ 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } NaCl &\text{ ————— } y \\ y = 1,8 \cdot 10^{-1} \text{ L de solução} \\ 1,0 \text{ L} &\text{ ————— } 1000 \text{ mL} \\ 1,8 \cdot 10^{-1} \text{ L} &\text{ ————— } y \\ y = 1,8 \cdot 10^2 \text{ mL de solução de } NaCl \end{aligned}$$

Fundamentando seus conhecimentos

Considere as seguintes informações a respeito de dois sucos de laranja, a e b, e responda às questões **1** a **3**.



// 8 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ dissolvidos. Volume do suco = 200 mL.

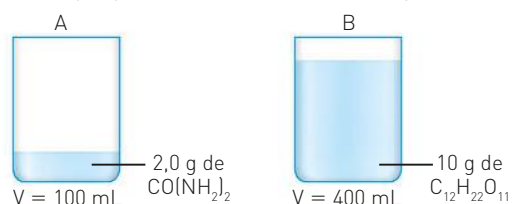


// 16 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ dissolvidos. Volume do suco = 300 mL.

Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

- Qual dos dois sucos é mais “doce”? Justifique sua resposta.
- Calcule a concentração em g/L do açúcar comum em cada suco.
- Calcule a concentração em g/L do açúcar comum na solução obtida com a mistura dos dois copos de suco.

- Foram preparadas duas soluções aquosas, A e B:



Conceitograf/Arquivo da editora

Com base nessas informações, calcule, em g/L :

- a concentração do $CO(NH_2)_2$ na solução A;
 - a concentração do $C_{12}H_{22}O_{11}$ na solução B;
 - a concentração do $CO(NH_2)_2$ e a do $C_{12}H_{22}O_{11}$ na solução resultante da mistura das soluções A e B.
- (UEL-PR) Misturam-se 200 mililitros de solução de hidróxido de potássio de concentração 5 g/L com 300 mililitros de solução de concentração 4 g/L da mesma base. A concentração final da mistura será:

a) $0,5 \text{ g/L}$.
c) $2,2 \text{ g/L}$.
x e) $4,4 \text{ g/L}$.

b) $1,1 \text{ g/L}$.
d) $3,3 \text{ g/L}$.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Observe as ilustrações que representam duas soluções aquosas.



$V = 200 \text{ mL}$
solução aquosa
de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 $C = 60 \text{ g/L}$



$V = 300 \text{ mL}$
solução aquosa
de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 $C = 120 \text{ g/L}$

Conceitograf/Arquivo da editora

Qual a concentração em g/L da solução resultante da mistura dessas duas soluções?

2. Para originar uma solução de concentração igual a 120 g/L , qual é o volume, em litros, de uma solução aquosa de CaCl_2 de concentração 200 g/L que deve ser misturado a 200 mL de outra solução aquosa de CaCl_2 de concentração igual a 100 g/L ?
3. As duas soluções representadas são inicialmente misturadas.



$V = 200 \text{ mL}$
 $C = 24,0 \text{ g/L}$ de
solução aquosa
de NaOH

+



$V = 1,3 \text{ L}$
 $C = 2,08 \text{ g/L}$ de
solução aquosa
de NaOH

$\Rightarrow$



A

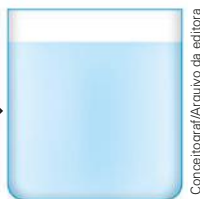
Conceitograf/Arquivo da editora

A seguir, a solução obtida (A) é diluída até um volume final de $2,5 \text{ L}$.



A

$\rightarrow$



$V = 2,5 \text{ L}$
solução aquosa de
 NaOH

Conceitograf/Arquivo da editora

Com base nessas informações, calcule a concentração em g/L da solução final.

4. Calcule o volume em litros de uma solução aquosa $1,50 \text{ mol/L}$ de KOH que deve ser misturada a $0,60 \text{ L}$ de uma solução aquosa $1,0 \text{ mol/L}$ da mesma base, com a mesma concentração, para preparar uma solução aquosa $1,20 \text{ mol/L}$ de KOH .
5. (PUC-RJ) A concentração de HCl , em quantidade de matéria, na solução resultante da mistura de 20 mL de uma solução $2,0 \text{ mol/L}$ com 80 mL de uma solução $4,0 \text{ mol/L}$ desse soluto e água suficiente para completar $1,0 \text{ L}$ é:
- a) $0,045 \text{ mol/L}$.
b) $0,090 \text{ mol/L}$.
c) $0,18 \text{ mol/L}$.
x d) $0,36 \text{ mol/L}$.
e) $0,72 \text{ mol/L}$.
6. (Uneb-BA) O "soro caseiro" consiste em uma solução aquosa de cloreto de sódio ($3,5 \text{ g/L}$) e de sacarose (11 g/L); respectivamente, a massa de cloreto de sódio e a de sacarose necessárias para preparar 500 mL de soro caseiro são:
- Dados: Massas molares: Cloreto de sódio = $58,5 \text{ g/mol}$ e Sacarose = 342 g/mol .
- a) $17,5 \text{ g}$ e 55 g .
b) 175 g e 550 g .
x c) 1750 mg e 5500 mg .
d) $17,5 \text{ mg}$ e 55 mg .
e) 175 mg e 550 mg .
7. (PUC-RJ) A um balão volumétrico de $250,00 \text{ mL}$ foram adicionados $50,00 \text{ mL}$ de solução aquosa de KMnO_4 $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $50,00 \text{ mL}$ de solução aquosa de NaMnO_4 $0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. A seguir avolumou-se com água destilada até a marca de referência $250,00 \text{ mL}$ seguido de homogeneização da mistura. Levando em conta a dissociação iônica total dos sais no balão, a concentração da espécie iônica permanganato, em quantidade de matéria ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$), é igual a:
- x a) $0,060$.
b) $0,030$.
c) $0,090$.
d) $0,12$.
e) $0,18$.
8. (UFRGS-RS) Misturando-se 250 mL de solução $0,600 \text{ mol/L}$ de KCl com 750 mL de solução $0,200 \text{ mol/L}$ de BaCl_2 , obtém-se uma solução cuja concentração de íon cloreto, em mol/L , é igual a:
- a) $0,300$.
b) $0,400$.
x c) $0,450$.
d) $0,600$.
e) $0,800$.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UA-AM) Uma solução de 2,0 litros de NaOH, com concentração 40 g/L, é misturada com 3 litros de solução de KOH de concentração 60 g/L. Suas concentrações finais de mol/L, após a mistura, são, respectivamente:
[Dados: Na = 23 g/mol, O = 16 g/mol, H = 1 g/mol, K = 39 g/mol.]
- a) 1,0 e 1,32.
x b) 0,4 e 0,66.
c) 0,4 e 0,4.
d) 0,55 e 0,66.
e) 0,4 e 1,32.
2. (Ufes) Misturando-se 60,0 mL de solução de HCl de concentração 2,0 mol/L com 40,0 mL de solução de HCl de concentração 4,5 mol/L, obtém-se uma solução de HCl, de concentração, em gramas por litro (g/L), igual a:
[Dados: HCl = 36,5 g/mol]
- a) 3,0.
b) 10,5.
c) 36,5.
x d) 109,5.
e) 365,0.
3. (UEG-GO) Em um laboratório, encontram-se duas soluções aquosas A e B de mesmo soluto, com concentrações de 1,2 e 1,8 mol/L, respectivamente.
De posse dessas informações, determine:
- a) o número de mols do soluto presente em 200 mL da solução A;
b) a concentração final de uma solução obtida pela mistura de 100 mL de solução A com 300 mL da solução B.
4. (UPM-SP) Adicionando-se 600 mL de uma solução 0,25 mol/L de KOH a um certo volume (v) de solução 1,5 mol/L de mesma base, obtém-se uma solução 1,2 mol/L.
O volume (v) adicionado de solução 1,5 mol/L é de:
- x a) 1 900 mL.
b) 2 700 mL.
c) 100 mL.
d) 1 500 mL.
e) 3 000 mL.
5. (UFC-CE) No recipiente A, temos 50 mL de uma solução 1 mol/L de NaCl. No recipiente B, há 300 mL de uma solução que possui 30 g de NaCl por litro de solução. Juntou-se o conteúdo dos recipientes A e B, e o volume foi completado com água até formar 1 litro de solução.
Determine a concentração final da solução obtida em g/L.
(Massa molar, em g/mol, do NaCl = 58,5)
6. (PUC-PR) Hoje, tão importante quanto cuidar de uma casa é o cuidado com tanques e outros componentes que retenham água.
Uma empresa foi chamada para fazer a limpeza e o controle de um pequeno tanque artesanal. A água do tanque foi tratada colocando-se o cloreto de sódio, dentre outros componentes. Para isso, mediu-se a concentração da salinidade da água em função do cloreto de sódio, encontrando-se o valor de 2,92 g/L em 0,03 m³ de água do tanque. Adicionou-se 6 dm³ de uma solução 0,7 M ao volume contido no tanque. Qual a concentração final utilizada em quantidade de matéria e em g/L, respectivamente, de cloreto de sódio neste tanque?
Dados: Na = 23; Cl = 35,5.
- a) 0,9 e 9,6.
x b) 0,15 e 8,8.
c) 1,1 e 10.
d) 1,2 e 11.
e) 1,4 e 12.
7. (Uece) Um recipiente contém 150 mL de solução de cloreto de potássio 4,0 mol/L, e outro recipiente contém 350 mL de solução de sulfato de potássio 3,0 mol/L.
Depois de misturarmos as soluções dos dois recipientes, as concentrações em quantidade de matéria em relação aos íons K⁺ e SO₄²⁻ serão, respectivamente:
- a) 4,2 mol/L e 2,1 mol/L.
b) 4,2 mol/L e 3,6 mol/L.
x c) 5,4 mol/L e 2,1 mol/L.
d) 5,4 mol/L e 3,6 mol/L.

8. (UFRRJ) Misturando-se 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de KCl com 100 mL de solução aquosa 0,1 molar de $MgCl_2$, as concentrações de íons K^+ , Mg^{2+} e Cl^- na solução resultante serão, respectivamente:

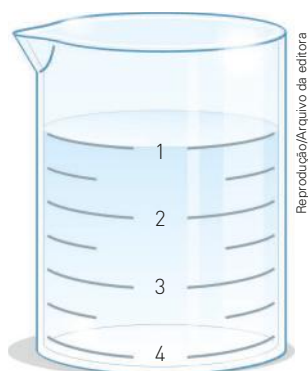
- a) $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ e $0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
 b) $0,04 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; $0,04 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ e $0,12 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
 c) $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ e $0,2 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
 d) $0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; $0,15 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ e $0,2 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
 x e) $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$; $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ e $0,15 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

9. (UFMG) O quadro abaixo apresenta as quantidades utilizadas na preparação de três soluções aquosas de permanganato de potássio ($KMnO_4$).

Solução	Massa de $KMnO_4$ (g)	Volume de solução (mL)
I	4	100
II	6	300
III	12	200

Analise o quadro quanto às concentrações das soluções e assinale a alternativa correta.

- x a) Se adicionarmos a solução II à solução III, a concentração final será menor que a da solução I.
 b) Se adicionarmos 100 mL de água à solução I, a concentração final será a mesma da solução III.
 c) A solução mais concentrada é a que tem o menor volume.
 d) A solução mais diluída é a que tem a maior massa de soluto.
10. (Cefet-MG) A figura a seguir ilustra um recipiente onde foram misturados volumes iguais de duas soluções, cujas densidades valem $1,100 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ e $1,020 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.



Ao mergulharmos uma esfera de massa 300 mg e volume $0,5 \text{ cm}^3$ no recipiente, ela se posicionará no ponto:

- x a) 1. c) 3.
 b) 2. d) 4.

11. (UFG-GO) Um analista necessita de 100 mL de uma solução aquosa de $NaCl$, 0,9% (m/v). Como não dispõe do sal puro, resolve misturar duas soluções de $NaCl$ (aq): uma de concentração 1,5% (m/v) e outra de 0,5% (m/v). Calcule o volume de cada solução que deverá ser utilizado para o preparo da solução desejada.

12. (UPE) O volume de água destilada que deve ser adicionado a uma mistura contendo 100,0 mL de hidróxido de sódio $0,5 \text{ mol/L}$, com 25,0 g de solução do mesmo hidróxido a 40% em massa e densidade $1,25 \text{ g/mL}$, de modo a se obter uma solução $0,25 \text{ mol/L}$, é:

Dado: massa molar do hidróxido = 40 g/mol .

- a) 1 200,0 mL.
 b) 108,0 mL.
 c) 1 080,0 L.
 x d) 1,08 L.
 e) 1,2 mL.
13. (ITA-SP) Considere duas soluções, X e Y, de um mesmo soluto genérico. A solução X tem 49% em massa do soluto, enquanto a solução Y possui 8% em massa do mesmo soluto. Quer-se obter uma terceira solução, que tenha 20% em massa deste soluto, a partir da mistura de um volume V_X da solução X com um volume V_Y da solução Y. Considerando que todas as soluções envolvidas exibem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta a razão $\frac{V_X}{V_Y}$ **CORRETA**.

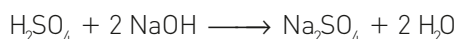
- x a) $\frac{12}{29}$
 b) $\frac{29}{12}$
 c) $\frac{19}{12}$
 d) $\frac{12}{19}$
 e) $\frac{8}{49}$

Mistura de soluções com ocorrência de reação química

Em laboratórios ou indústrias, a maioria das reações é realizada utilizando reagentes em soluções. Para misturar soluções em que ocorre reação, é preciso saber equacionar a reação e conhecer a proporção em número de mol na qual ela ocorre. Veja dois exemplos.

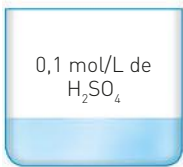
1º exemplo

Quando misturamos 0,5 L de uma solução aquosa 0,1 mol/L de H_2SO_4 a 0,5 L de uma solução aquosa 0,2 mol/L de NaOH, ocorre uma reação em que são produzidos sal e água. Essa reação é representada pela equação:



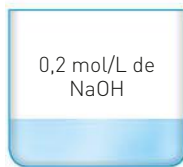
Os coeficientes dos participantes de uma reação indicam a proporção em número de mol dos reagentes e dos produtos.

Para determinar o caráter — ácido, básico ou neutro — da mistura (solução final), além de conhecermos a equação, devemos determinar e relacionar o número de mol do ácido e da base:



0,1 mol/L de H_2SO_4
0,5 L

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$
$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L}$$
$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,05 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

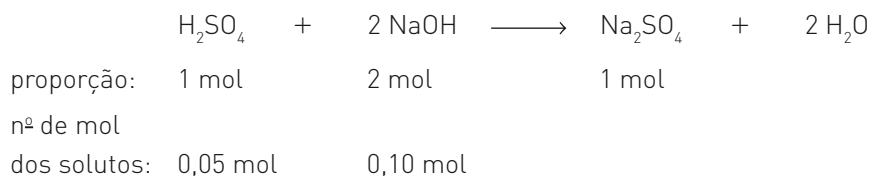


0,2 mol/L de NaOH
0,5 L

$$n_{\text{NaOH}} = m_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$
$$n_{\text{NaOH}} = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L}$$
$$n_{\text{NaOH}} = 0,10 \text{ mol de NaOH}$$

Ilustrações: Conceitograf/Arquivo da editora

Conhecendo-se o número de mol dos solutos, o próximo passo será relacioná-los com a equação:



Como podemos observar, os reagentes estão presentes em quantidade estequiométrica, ou seja, o número de mol obedece à proporção dada pela equação balanceada. Isso permite concluir que a solução final será neutra, pois não ocorre excesso do ácido nem da base, consumidos totalmente, originando sal e água.

O número de mol de sal formado (Na_2SO_4) é igual a 0,05 mol, pois obedece à proporção estequiométrica e permanece dissolvido na solução final, que apresenta volume de 1,0 L. Com esses dados, podemos calcular a concentração em mol/L desse sal:

$$m_{\text{sal}} = \frac{n_{\text{sal}}}{V(\text{L})_{\text{final}}} = \frac{0,05 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2º exemplo

Considere a mistura das soluções aquosas de HCl e de NaOH ao lado.

Utilizando o mesmo processo do exemplo anterior, podemos estabelecer o caráter e outras características da solução final e, para isso, vamos determinar inicialmente o número de mol do ácido e da base:

$$n_{\text{HCl}} = m_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,3 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L}$$

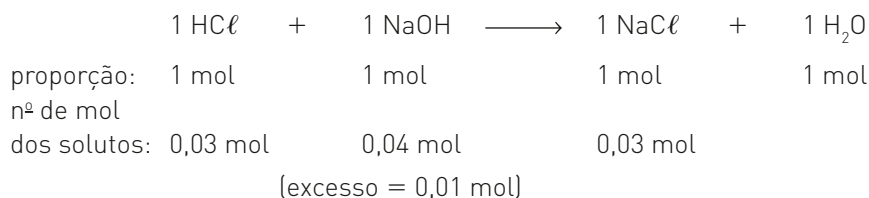
$$n_{\text{HCl}} = 0,03 \text{ mol de HCl}$$

$$n_{\text{NaOH}} = m_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,4 \text{ L}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,04 \text{ mol de NaOH}$$

Quando misturamos as duas soluções, ocorre a reação entre o ácido e a base, que pode ser representada pela equação balanceada a seguir:



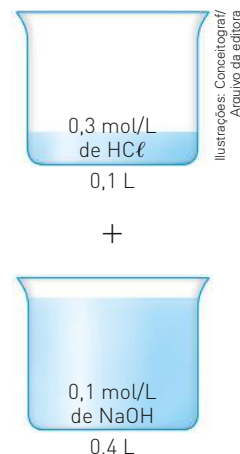
O número de mol do sal formado (NaCl) é igual a 0,03 mol, de acordo com a proporção estequiométrica, e permanece dissolvido na solução final que apresenta volume de 0,5 L. Através dos dados conhecidos, podemos determinar a concentração em mol/L do NaCl :

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{sal}}}{V(L)_{\text{final}}} = \frac{0,03 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,06 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Como existe excesso de 0,01 mol de NaOH , a solução final será básica.

Se desejarmos calcular a concentração em mol/L do NaOH na solução final, devemos proceder da seguinte maneira:

$$m_{\text{NaOH (excesso)}} = \frac{n_{\text{(excesso)}}}{V(L)_{\text{final}}} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



Ilustrações: Conceitograf/Arquivo da editora

Titulação

Uma aplicação frequente desses fundamentos teóricos em laboratórios é a determinação da concentração desconhecida de uma solução através de uma técnica chamada **titulação**.

A titulação é muito usada no estudo das **reações ácido-base**, com a ajuda de **indicadores**.

Para exemplificar, veja como se determina a concentração desconhecida de uma solução aquosa de HCl , com o auxílio de uma solução aquosa de NaOH de concentração conhecida e do indicador fenolftaleína.



/// Solução de HCl de concentração desconhecida (x).



/// Solução de NaOH de concentração conhecida (0,1 mol/L).

Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

O procedimento para a titulação consiste fundamentalmente de três etapas:

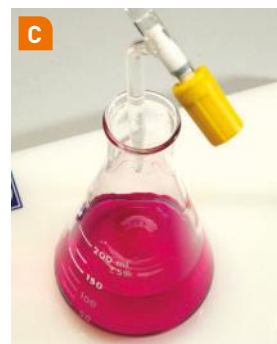
Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



// Lentamente, gota a gota, adiciona-se a base armazenada na bureta à solução ácida de concentração desconhecida, contida no erlenmeyer, misturada previamente com o indicador fenolftaleína, sob constante agitação.

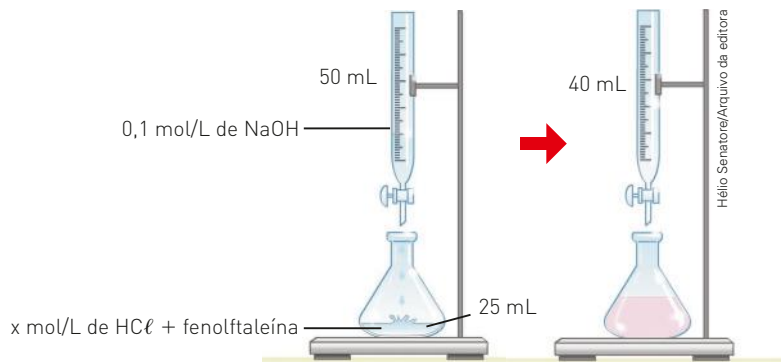


// À medida que se aproxima o ponto final da titulação, forma-se uma coloração rosa-clara, quando a base é adicionada ao ácido. Essa coloração desaparece com a agitação. Essa situação indica que a titulação está próxima de seu final. Mantém-se o gotejamento e agita-se constantemente o erlenmeyer.



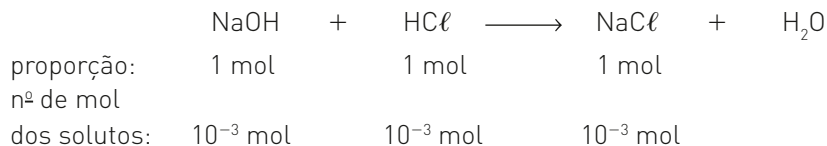
// No ponto final ou ponto de equivalência da titulação, isto é, quando o número de mol da base se iguala ao número de mol do ácido (reagentes em proporção estequiométrica), a cor rósea se estende e permanece mesmo sob agitação.

Para entender quantitativamente esse procedimento, vamos analisar um exemplo.



$$\text{Para o NaOH} \begin{cases} V_{\text{gasto na titulação}} = 10 \text{ mL} = 10^{-2} \text{ L} \\ m = 0,1 \text{ mol/L} \\ n_{\text{NaOH}} = m \cdot V = 0,1 \cdot 10^{-2} = 10^{-3} \text{ mol de NaOH} \end{cases}$$

A reação que ocorre pode ser representada por:



Para neutralizar 10⁻³ mol de NaOH, devemos ter 10⁻³ mol de HCl na solução de ácido.

$$\text{Para o HCl} \begin{cases} n = 10^{-3} \text{ mol} \\ V = 25 \text{ mL} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ m_{\text{HCl}} = \frac{n_1}{V(L)} = \frac{10^{-3} \text{ mol}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,04 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Assim, a concentração em mol/L da solução de HCl é 0,04 mol/L.

Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



// Pela titulação, foi possível determinar a concentração da solução de HCl.

Exercícios resolvidos

1. Uma amostra impura de NaOH, de massa igual a 8,0 g, foi dissolvida até obterem-se 200 mL de solução aquosa. Uma alíquota (amostra líquida) de 25 mL dessa solução foi neutralizada totalmente quando titulada com 40 mL de H_2SO_4 0,25 mol/L. Admitindo que as impurezas não reagem com o ácido, determine o teor de pureza do NaOH. (Dado: massa molar do NaOH = $40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Solução

Inicialmente vamos determinar o número de mol de H_2SO_4 consumidos.

$$\begin{cases} V = 40 \text{ mL} = 40 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ 0,25 \text{ mol/L de H}_2\text{SO}_4 \end{cases}$$

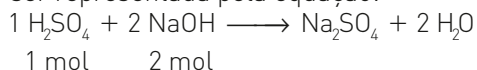
0,25 mol de H_2SO_4 ————— 1,0 L

$$x = 40 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$x = 0,25 \cdot 40 \cdot 10^{-3}$$

$$x = 10^{-2} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

A reação que ocorre na neutralização total pode ser representada pela equação:



Como a proporção é de 1 H_2SO_4 : 2 NaOH , temos:

$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 2 \text{ mol de NaOH}$$

$$10^{-2} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } x$$

$x = 2 \cdot 10^{-2}$ mol de NaOH presente na amostra titulada

Assim, a massa de NaOH presente na amostra de 25 mL é:

$$1 \text{ mol de NaOH} \text{ ————— } 40 \text{ g}$$

$$2 \cdot 10^{-2} \text{ mol de NaOH} \text{ ————— } x$$

$$x = 0,8 \text{ g de NaOH}$$

Como a solução preparada apresentava um volume de 200 mL, temos:

0,8 g de NaOH ————— 25 mL

$$x \text{ ————— } 200 \text{ mL}$$

$$x = 6,4 \text{ g de NaOH}$$

A massa de 6,4 g de NaOH é a parte pura na amostra de 8,0 g. Assim:

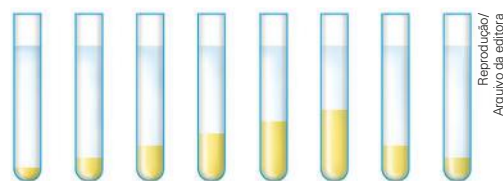
8,0 g ————— 100%

$$6,4 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$x = 80\%$ de pureza

2. (Fuvest-SP) Em solução aquosa, íons de tálio podem ser precipitados com íons cromato. Forma-se o sal pouco solúvel, cromato de tálio,

$\text{Te}_x(\text{CrO}_4)_y$. Tomaram-se 8 tubos de ensaio. Ao primeiro, adicionaram-se 1 mL de solução de íons tálio (incolor) na concentração de 0,1 mol/L e 8 mL de solução de íons cromato (amarela), também na concentração de 0,1 mol/L. Ao segundo tubo, adicionaram-se 2 mL da solução de íons tálio e 7 mL da solução de íons cromato. Continuou-se assim até o oitavo tubo, no qual os volumes foram 8 mL da solução de íons tálio e 1 mL da solução de íons cromato. Em cada tubo, obteve-se um precipitado de cromato de tálio. Os resultados foram os da figura.



A coloração da solução sobrenadante diminui da esquerda para a direita.

■ precipitado

Os valores de x e y, na fórmula $\text{Te}_x(\text{CrO}_4)_y$, são, respectivamente:

- a) 1 e 1. c) 2 e 1. e) 3 e 2.
b) 1 e 2. d) 2 e 3.

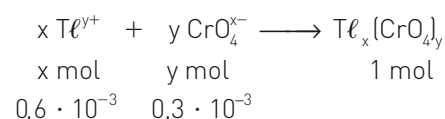
Solução

Admitindo que no tubo 6, contendo maior massa de precipitado, não exista excesso de reagente, temos:

Quantidades iniciais:

	Volume	Conc. Molar	Quantidades
Te^{V+}	6 mL	0,1 mol/L	$n = \eta \cdot V =$ $= (0,1 \text{ mol/L}) \cdot (6 \cdot 10^{-3} \text{ L}) =$ $= 0,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
CrO_4^{X-}	3 mL	0,1 mol/L	$n = \eta \cdot V =$ $= (0,1 \text{ mol/L}) \cdot (3 \cdot 10^{-3} \text{ L}) =$ $= 0,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Assim:



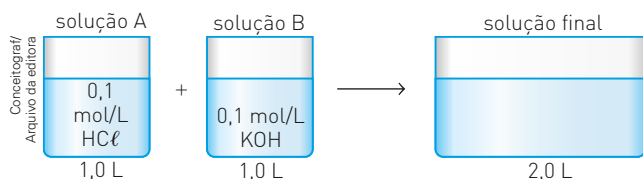
$$\frac{x}{0,6 \cdot 10^{-3}} = \frac{y}{0,3 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \frac{x}{y} = \frac{2}{1}$$

Logo, os valores de x e y na fórmula do sal serão:

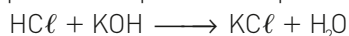
$x = 2 \qquad y = 1$

Fundamentando seus conhecimentos

O esquema a seguir representa a mistura de soluções aquosas.



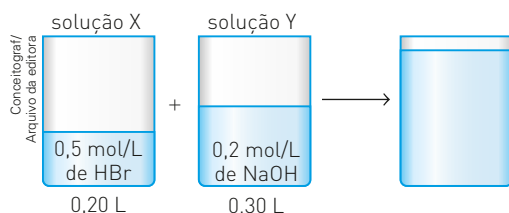
A reação pode ser representada pela equação:



Com base nessas informações, responda às questões **1 a 6**.

- Determine o número de mol de HCl.
- Determine o número de mol de KOH.
- Algum dos reagentes estava em excesso? Justifique.
- A solução final será ácida, básica ou neutra?
- Qual o número de mol de KCl formado?
- Calcule a concentração em mol/L de KCl na solução final.

Observe a mistura de soluções esquematizada a seguir e responda às questões **7 a 12**.

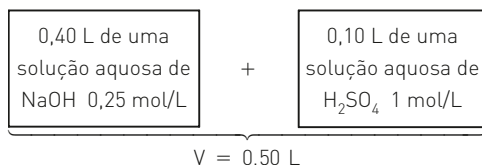


A reação que ocorre com a mistura das soluções pode ser representada por:

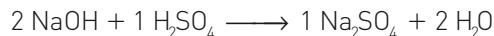


- Determine o número de mol de HBr na solução X.
- Determine o número de mol de NaOH na solução Y.
- Algum dos reagentes está em excesso? Justifique.
- A solução final será ácida, básica ou neutra?
- Calcule a concentração em mol/L do sal formado.
- Calcule a concentração em mol/L do excesso, caso exista.

Considere o esquema a seguir e responda às questões **13 a 16**.

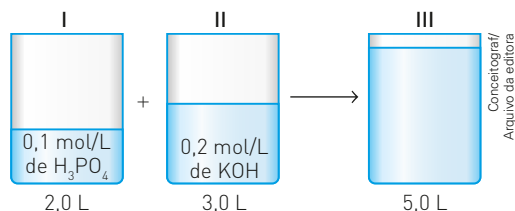


A equação da reação ocorrida após a mistura das soluções pode ser representada por:



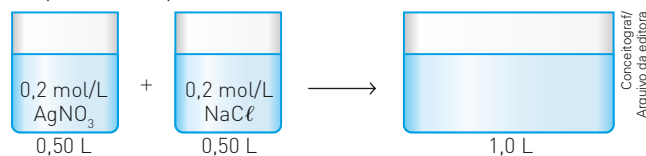
- A solução final será ácida, básica ou neutra?
- Determine o número de mol de H_2SO_4 na solução final.
- Calcule a concentração de H_2SO_4 , em mol/L, na solução final.
- Calcule a concentração do sal, em mol/L, na solução final.

O esquema a seguir representa a mistura de duas soluções aquosas de ácido fosfórico e hidróxido de potássio, onde ocorre uma reação. Com base nesses dados, responda às questões **17 a 21**.



- Equacione a reação de neutralização total entre o ácido fosfórico e o hidróxido de potássio.
- Determine o número de mols de H_3PO_4 no frasco I.
- Determine o número de mols de KOH no frasco II.
- Determine o número de mols do sal no frasco III.
- Calcule a concentração em mol/L do sal no frasco III.

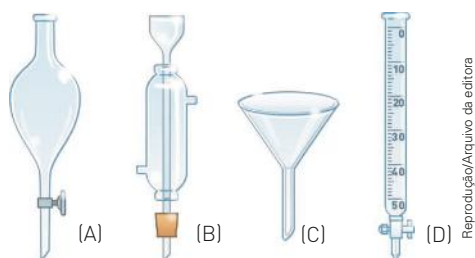
A respeito do esquema a seguir, que mostra a mistura das soluções de AgNO_3 e cloreto de sódio, responda às questões **22 a 26**.



- Equacione a reação entre AgNO_3 e NaCl .
- Qual o número de mols do precipitado formado?
- Qual o número de mols do sal solúvel presente na solução final?
- Calcule a concentração em mol/L do NaNO_3 na solução final.
- A concentração em mol/L do NO_3^- na solução final é maior, menor ou igual a sua concentração na solução inicial?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UEL-PR) Em uma residência, é possível encontrar vários objetos cujas utilidades variam de acordo com a forma, por exemplo: copo, xícara e cálice. Em um laboratório químico, não é diferente, existindo vidrarias com formas distintas que são utilizadas em procedimentos laboratoriais específicos. Analise as imagens a seguir.



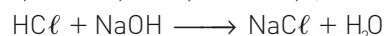
Com base nas imagens e nos conhecimentos sobre vidrarias de laboratório, considere as afirmativas a seguir.

- I. A vidraria (A) é utilizada para separar os componentes de uma mistura constituída por dois líquidos miscíveis.
- II. Para separar a água dos demais componentes da água do mar, sem a areia, é utilizada a vidraria (B).
- III. Ao passar uma solução aquosa de sulfato de cobre (azul) e sem corpo de fundo pelo aparato (C), com papel de filtro, o filtrado resultante será incolor.
- IV. A vidraria (D) é utilizada na determinação da concentração de uma solução ácida.

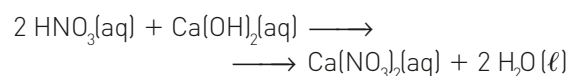
Estão corretas apenas as afirmativas:

- a) I e II. x c) II e IV. e) II, III e IV.
b) I e III. d) I, III e IV.

2. (UEM-PR) Qual será o volume, em mililitros (mL), de uma solução aquosa de hidróxido de sódio 0,10 mol/L necessário para neutralizar 25 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico 0,30 mol/L? (Na = 23; O = 16; H = 1; Cl = 35,5)

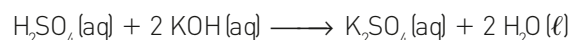


3. (Unifimes-GO) Considere que 400 mL de uma solução de HNO_3 0,10 mol/L sejam misturados com 200 mL de Ca(OH)_2 0,175 mol/L, a 25 °C, ocasionando a seguinte reação:



Calcule a concentração de $\text{Ca(NO}_3)_2$, em mol/L, na solução final.

4. (PUC-RJ) O volume de solução aquosa de ácido sulfúrico 1,0 mol/L necessário para neutralizar completamente 0,2 L de uma solução aquosa de hidróxido de potássio de concentração 1,0 mol/L (ver reação a seguir) será:



- a) 0,2 L.
b) 0,4 L.
x c) 100 mL.
d) 200 dm³.
e) nenhuma das alternativas anteriores.

5. (Unicamp-SP) *Indicadores* são substâncias que apresentam a propriedade de mudar de cor em função da acidez ou basicidade do meio em que se encontram. Em três experimentos diferentes, misturou-se uma solução aquosa de HCl com uma solução aquosa de NaOH. As soluções de ambos os reagentes apresentavam a mesma concentração (mol/L). Após a mistura acrescentou-se um determinado indicador, obtendo-se os seguintes resultados:

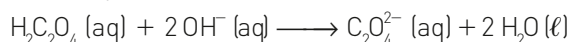
	Experimento 1	Experimento 2	Experimento 3
Reagentes	2 mL de HCl + 1 mL de NaOH	2 mL de HCl + 2 mL de NaOH	2 mL de HCl + 3 mL de NaOH
Cor do indicador	amarelo	verde	azul

- a) Considerando esses três experimentos, que cor esse indicador apresentará em contato com o suco de limão, que possui uma apreciável concentração de substâncias ácidas? Justifique.
- b) Que cor apresentará o indicador se misturarmos os reagentes do experimento 1 com os reagentes do experimento 3? Justifique.

6. (UPM-SP) Na neutralização de 30 mL de uma solução de soda cáustica (hidróxido de sódio comercial), foram gastos 20 mL de uma solução 0,5 mol/L de ácido sulfúrico, até a mudança de coloração de um indicador ácido-base adequado para a faixa de pH do ponto de viragem desse processo. Desse modo, é correto afirmar que as concentrações molares da amostra de soda cáustica e do sal formado nessa reação de neutralização são, respectivamente:

a) 0,01 mol/L e 0,20 mol/L.
b) 0,01 mol/L e 0,02 mol/L.
c) 0,02 mol/L e 0,02 mol/L.
X d) 0,66 mol/L e 0,20 mol/L.
e) 0,66 mol/L e 0,02 mol/L.

7. (PUC-RJ) O volume de 25,00 mL de uma amostra aquosa de ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) foi titulado com solução padrão 0,020 mol $\cdot$ L⁻¹ de KOH.



A titulação alcançou o ponto de equivalência com 25,00 mL de solução titulante; assim, a concentração, em mol $\cdot$ L⁻¹, de ácido oxálico na amostra original é igual a:

a) $1,0 \cdot 10^{-3}$.
b) $2,0 \cdot 10^{-3}$.
X c) $1,0 \cdot 10^{-2}$.
d) $2,0 \cdot 10^{-2}$.
e) $1,0 \cdot 10^{-1}$.

8. (Espcex/Aman) Em análises quantitativas, por meio do conhecimento da concentração de uma das espécies, pode-se determinar a concentração e, por conseguinte, a massa de outra espécie. Um exemplo é o uso do nitrato de prata (AgNO_3) nos ensaios de determinação do teor de íons cloreto, em análises de água mineral. Nesse processo ocorre uma reação entre os íons prata e os íons cloreto, com consequente precipitação de cloreto de prata (AgCl) e de outras espécies que podem ser quantificadas. Analogamente, sais que contêm íons cloreto, como o cloreto de sódio (NaCl), podem ser usados na determinação quantitativa de íons prata em soluções de AgNO_3 , conforme descreve a equação:



Para reagir estequiometricamente, precipitando na forma de AgCl , todos os íons prata presentes em 20,0 mL de solução 0,1 mol $\cdot$ L⁻¹ de AgNO_3 ,

(completamente dissociado), a massa necessária de cloreto de sódio será de:

Dados:

Massas atômicas: Na = 23 u; Cl = 35,5 u;

Ag = 108 u; N = 14 u; O = 16 u.

a) 0,062 g.
X b) 0,117 g.
c) 0,258 g.
d) 0,567 g.
e) 0,644 g.

9. (Furg-RS) Sabendo-se que:

I. 10 mL de uma solução ácida A foi diluída a 100 mL em balão volumétrico. A seguir, retirou-se uma alíquota de 10 mL e gastaram-se 8 mL de NaOH 0,1 mol/L para neutralizar o ácido contido, usando fenolftaleína como indicador do ponto final.

II. 25 mL de uma solução ácida B foi diluída a 50 mL em balão volumétrico. A seguir, retirou-se uma alíquota de 10 mL e gastaram-se 2,5 mL de NaOH 0,2 mol/L para neutralizar o ácido contido, usando fenolftaleína como indicador do ponto final. Pode-se afirmar que a razão entre a concentração da solução ácida A em relação à concentração da solução ácida B é de:

Dados: Considerar o ácido monoprótico.

X a) 8.
b) 6.
c) 7.
d) 4.
e) 1,6.

10. (Fuvest-SP) Para se determinar o conteúdo de ácido acetilsalicílico ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) num comprimido analgésico, isento de outras substâncias ácidas, 1,0 g do comprimido foi dissolvido numa mistura de etanol e água. Essa solução consumiu 20 mL de solução aquosa de NaOH, de concentração 0,10 mol/L, para reação completa. Ocorreu a seguinte transformação química:



Logo, a porcentagem em massa de ácido acetilsalicílico no comprimido é de, aproximadamente:

Massa molar do $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ = 180 g/mol

a) 0,20%.
b) 2,0%.
c) 18%.
X d) 36%.
e) 55%.

11. (Fuvest-SP) Um dos parâmetros que determinam a qualidade do azeite de oliva é sua acidez, normalmente expressa na embalagem na forma de porcentagem, e que pode ser associada diretamente ao teor de ácido oleico em sua composição. Uma amostra de 20,00 g de um azeite comercial foi adicionada a 100 mL de uma solução contendo etanol e etoxietano (dietiléter), 1:1 em volume, com o indicador fenolftaleína. Sob constante agitação, titulou-se com uma solução etanólica contendo KOH 0,020 mol/L até a _____ total. Para essa amostra, usaram-se 35,0 mL de base, o que permite concluir que se trata de um azeite tipo _____. As palavras que completam corretamente as lacunas são:
- a) oxidação; semifino.
 - ☒ b) neutralização; virgem fino.
 - c) oxidação, virgem fino.
 - d) neutralização; extravirgem.
 - e) neutralização, semifino.

Note e adote:

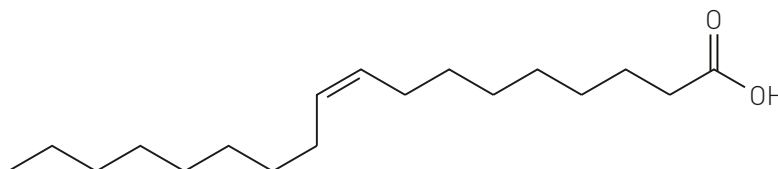
Classificação de azeites por acidez (em %, massa do ácido oleico por 100 g de azeite):

Tipo	Acidez
Extravirgem	Menor que 0,8%
Virgem fino	De 0,8% até 1,5%
Semifino	Maior que 1,5% até 3,0%
Refinado	Maior que 3,0%

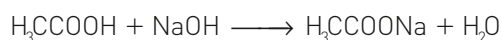
Ácido oleico (ácido octadec-9-enoico)

Fórmula: $C_{18}H_{34}O_2$

Massa molar = $282,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



12. (Uerj) Segundo a legislação brasileira, o vinagre é uma solução aquosa que deve conter entre 0,9 e 1,8 mol/L de ácido etanoico. A análise de 10 mL de uma amostra de determinada marca desse produto indicou que foram necessários 20 mL de solução de hidróxido de sódio, com concentração igual a 0,2 mol/L, para a neutralização de todo o ácido etanoico presente. Calcule a concentração em quantidade de matéria, mol/L, do ácido etanoico da amostra e classifique-a como adequada ou não à legislação brasileira.



13. (UFG-GO) Barrilha, que é o carbonato de sódio impuro, é um insumo básico da indústria química. Uma amostra de barrilha de 10 g foi totalmente dissolvida em 800 mL de ácido clorídrico 0,2 mol/L. O excesso de ácido clorídrico foi neutralizado com 250 mL de NaOH 0,1 mol/L. Qual o teor de carbonato de sódio, em porcentagem de massa, na amostra de barrilha? Dados: massas molares em g/mol: Na = 23; C = 12; O = 16.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UPM-SP) 200 mL de uma solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração igual a $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ foram misturados a 300 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração igual a $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Após o final do processo químico ocorrido, é correto afirmar que:



- a) a concentração do ácido excedente, na solução final, é de $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
x b) a concentração da base excedente, na solução final, é de $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
c) a concentração do sal formado, na solução final, é de $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
d) a concentração do sal formado, na solução final, é de $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
e) todo ácido e toda base foram consumidos.

2. (UFRJ) Soluções aquosas de hidróxido de sódio (NaOH) podem ser utilizadas como titulantes na determinação da concentração de soluções ácidas. Qual seria o volume de solução de NaOH $0,1 \text{ mol/L}$ gasto na neutralização de 25 mL de uma solução aquosa de um ácido monoprótico fraco (HA) com concentração $0,08 \text{ mol/L}$?

3. (UFPE) Considere que uma solução aquosa com 60 g de NaOH é misturada com uma solução aquosa com 54 g de HCl. Admitindo-se que essa reação ocorre de forma completa, qual seria a concentração molar do sal formado, se o volume final dessa solução for 100 mL?

Considere as massas molares (g/mol): H = 1; O = 16; Na = 23; e Cl = 35.

4. (Vunesp-SP) A soda cáustica (hidróxido de sódio) é um dos produtos utilizados na formulação dos limpa-fornos e desentupidores de pias domésticas, tratando-se de uma base forte. O ácido muriático (ácido clorídrico com concentração de 12 mol/L) é muito utilizado na limpeza de pisos e é um ácido forte. Ambos devem ser manuseados com cautela, pois podem causar queimaduras graves se entrarem em contato com a pele.

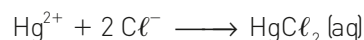
- a) Escreva a equação química para a neutralização do hidróxido de sódio com ácido clorídrico, ambos em solução aquosa.

- b) Dadas as massas molares, em g/mol: H = 1; O = 16 e Na = 23, calcule o volume de ácido muriático necessário para a neutralização de 2 L de solução de hidróxido de sódio com concentração de 120 g/L . Apresente seus cálculos.

5. (UPM-SP) Foram misturados 100 mL de solução aquosa de cloreto de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ com 200 mL de solução aquosa de nitrato de prata $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Considerando que as condições sejam favoráveis à ocorrência da reação, é **INCORRETO** afirmar que:

- a) o cloreto formado é insolúvel em meio aquoso.
b) o cloreto de sódio será totalmente consumido.
c) haverá excesso de $0,03 \text{ mol}$ de nitrato de prata.
d) ocorrerá a precipitação de $0,01 \text{ mol}$ de cloreto de prata.
x e) a concentração do nitrato de prata na solução final é de $0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

6. (UFF-RJ) O teor do íon Cl^- existente nos fluidos corporais pode ser determinado através de uma análise volumétrica do íon Cl^- com o íon Hg^{2+} .



Quando a reação se completa, há um excesso de Hg^{2+} em solução, e esse excesso é detectado pela difenilcarbazona, usada como indicador capaz de formar um complexo azul-violeta com o Hg^{2+} .

A solução de nitrato de mercúrio é padronizada com solução de NaCl que contém $147,0 \text{ mg}$ de NaCl em $25,00 \text{ mL}$ de água destilada. São necessários $28,00 \text{ mL}$ da solução de nitrato mercúrico para que o ponto final da reação seja alcançado. Quando a solução de nitrato mercúrico é utilizada na determinação do teor de cloreto em $2,000 \text{ mL}$ de amostra de urina, gasta-se $23,00 \text{ mL}$ da solução. Sendo assim, dê:

- a) concentração em mol/L do Hg^{2+} na solução;
b) a $[\text{Cl}^-]$ em (mg/mL) na urina.

7. (UFJF-MG) O controle de qualidade para amostras de vinagre, que contém ácido acético (H_3CCOOH), é feito a partir da reação deste com hidróxido de sódio. Sabendo-se que, de um modo geral, os vinagres comercializados possuem 3 g de ácido

acético a cada 100,0 mL de vinagre, qual seria o volume, em litros, de NaOH 0,5 mol/L gasto para neutralizar 100,0 mL desse vinagre?

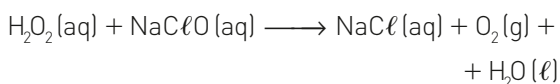
- a) 1,0
- b) 0,5
- ☒ c) 0,1
- d) 0,2
- e) 0,25

8. (PUC-RJ) Uma solução aquosa de nitrato de prata ($0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) é usada para se determinar, por titulação, a concentração de cloreto em uma amostra aquosa. Exatos 10,00 mL da solução titulante foram requeridos para reagir com os íons Cl^- presentes em 50,00 mL de amostra. Assinale a concentração, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de cloreto, considerando que nenhum outro íon na solução da amostra reagiria com o titulante.

Dado: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$

- a) 0,005
- ☒ b) 0,010
- c) 0,025
- d) 0,050
- e) 0,100

9. (UERJ) O fenômeno da “água verde” em piscinas pode ser ocasionado pela adição de peróxido de hidrogênio em água contendo íons hipoclorito. Esse composto converte em cloreto os íons hipoclorito, eliminando a ação oxidante e provocando o crescimento exagerado de microrganismos. A equação química abaixo representa essa conversão:



Para o funcionamento ideal de uma piscina com volume de água igual a $4 \cdot 10^7 \text{ L}$, deve-se manter uma concentração de hipoclorito de sódio de $3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Calcule a massa de hipoclorito de sódio, em quilogramas, que deve ser adicionada à água dessa piscina para se alcançar a condição de funcionamento ideal.

Admita que foi adicionada, indevidamente, nessa piscina, uma solução de peróxido de hidrogênio na concentração de $10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule, nesse caso, o volume da solução de peróxido de hidrogênio responsável pelo consumo completo do hipoclorito de sódio.

Dados: Na = 23; Cl = 35,5; O = 16; H = 1.

10. (Fepar-PR) Com nome derivado do francês *vin aigre* (vinho ácido), o vinagre é resultado de atividade bacteriana, que converte líquidos alcoólicos, como vinho, cerveja, cidra, em uma fraca solução de ácido acético. De baixo valor calórico, o vinagre tem substâncias antioxidantes em sua composição, além de ser um coadjuvante contra a hipertensão. Uma amostra de 20,0 mL de vinagre (densidade igual a $1,02 \text{ g/mL}$) necessitou de 60,0 mL de solução aquosa de NaOH $0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ para completa neutralização.



Dados: C = $12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; H = $1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; O = $16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Com base nas informações, faça o que se pede. Apresente a resolução.

- a) Determine a porcentagem em massa de ácido acético no vinagre.
 - b) Determine o volume de KOH $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ que contém quantidade de íons OH^- equivalente à encontrada nos 60 mL de solução aquosa de NaOH $0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
11. (Udesc) Considere a determinação da capacidade antiácida de um medicamento cujo princípio ativo é carbonato de sódio, que pode ser feita pela reação com ácido clorídrico. Um comprimido de 1,86556 g foi triturado e dissolvido em água, necessitando de 22,0 mL de HCl $0,4000 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ para ser completamente neutralizado. Assinale a alternativa que corresponde à porcentagem em massa de carbonato de sódio no comprimido.
- a) 12,50%
 - b) 19,57%
 - ☒ c) 25,00%
 - d) 14,15%
 - e) 50,00%

12. (UFTM-MG) Diz a bula de determinado medicamento antiácido que este contém 350 mg de hidróxido de magnésio em cada 5 mL de suspensão aquosa.
- Que quantidade em mol de hidróxido de magnésio há nesses 5 mL de suspensão?
 - Caso as informações da bula estejam corretas, que volume de HCl 1 mol/L deve ser utilizado na titulação de uma alíquota de 5 mL dessa suspensão?

(UEL-PR) Analise os experimentos e responda às questões 13 e 14.

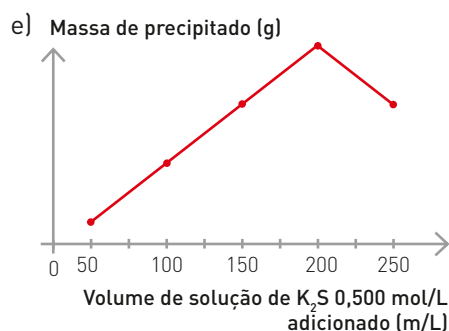
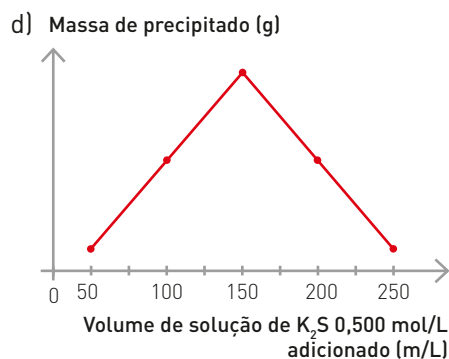
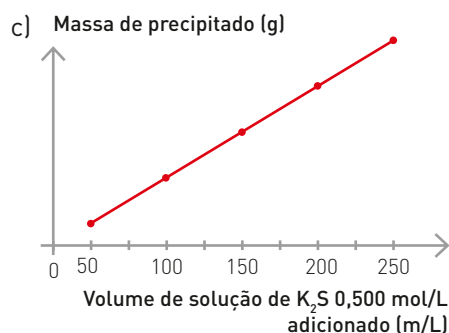
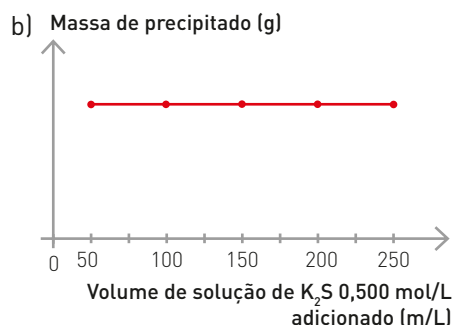
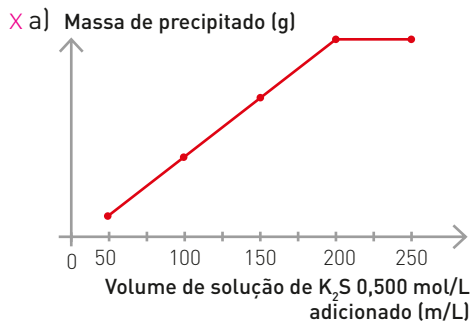
De um modo geral, a atividade humana sempre gerou alguma forma de resíduo, alguns deles nocivos ao meio ambiente e, por conseguinte, ao próprio homem. O íon cádmio gerado em aulas experimentais é um exemplo. Um estudante de Química, a fim de diminuir a quantidade de solução de cloreto de cádmio armazenada como resíduo de aula, realizou 5 experimentos. Transferiu para 5 béqueres as quantidades, conforme indicadas na tabela. Um precipitado amarelo é formado em cada béquer. Os precipitados foram filtrados, secados e pesados.

Experimento	Volume (mL de solução) de cloreto de cádmio 1,00 mol/L	Volume (mL de solução) de sulfeto de potássio 0,500 mol/L
I	100	50,0
II	100	100
III	100	150
IV	100	200
V	100	250

Dados: massas molares (g/mol): Cd = 112; Cl = 35,5; K = 39; S = 32.

13. Indique a alternativa que mostra a equação química da reação de formação do precipitado amarelo.
- $K^+(aq) + Cl^-(aq) \longrightarrow KCl(s)$
 - $Cd^{2+}(aq) + SO_3^{3-}(aq) \longrightarrow CdSO_3(s)$
 - $Cd^{2+}(aq) + S^{2-}(aq) \longrightarrow CdS(s)$
 - $2 K^+(aq) + S^{2-}(aq) \longrightarrow K_2S(s)$
 - $Cd^{2+}(aq) + 2 Cl^-(aq) \longrightarrow CdCl_2(s)$

14. Indique a alternativa que representa a massa de precipitado nos béqueres I, II, III, IV e V no gráfico:



15. (UFRRJ) Uma indústria precisa determinar a pureza de uma amostra de hidróxido de sódio (NaOH).

Sabendo que 4,0 g da amostra foram neutralizados com 40 mL de ácido clorídrico 2 mol/L e que as impurezas presentes na amostra não reagem com o ácido clorídrico, calcule a porcentagem de pureza da base.

16. (Fac. Albert Einstein-SP) Para determinar a pureza de uma amostra de ácido sulfúrico (H_2SO_4), uma analista dissolveu 14,0 g do ácido em água até obter 100 mL de solução.

A analista separou 10,0 mL dessa solução e realizou a titulação, utilizando fenolftaleína como indicador.

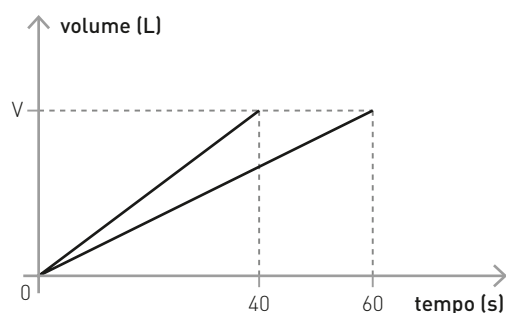
A neutralização dessa alíquota foi obtida após a adição de 40,0 mL de uma solução aquosa de hidróxido de sódio (NaOH) de concentração $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

O teor de pureza da amostra de ácido sulfúrico analisado é, aproximadamente:

- a) 18,0%.
b) 50,0%.
x c) 70,0%.
d) 90,0%.
17. (Uerj) Em um laboratório, duas torneiras enchem dois recipientes, de mesmo volume V, com diferentes soluções aquosas. Observe os dados da tabela:

Recipiente	Solução	Tempo de enchimentos (s)
R1	ácido clorídrico	40
R2	hidróxido de sódio	60

O gráfico abaixo mostra a variação do volume do conteúdo em cada recipiente em função do tempo.

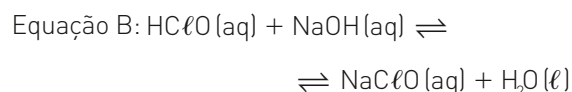
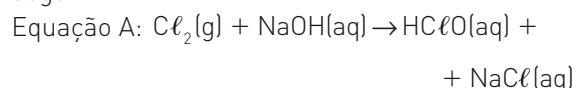


Banco de imagens/Arquivo da editora

Admita que as soluções depositadas em R1 e R2 até o instante $t = 40 \text{ s}$ tenham sido misturadas em um novo recipiente, formando uma solução neutra. Sabendo que a concentração inicial da solução ácida é igual a $0,10 \text{ mol/L}$, a concentração inicial da solução básica, em mol/L , corresponde a:

- a) 0,10.
x b) 0,15.
c) 0,20.
d) 0,25.

18. (Uerj) A água sanitária é um produto de limpeza obtido a partir do borbulhamento de cloro gasoso em solução aquosa de NaOH, conforme apresentado nas equações químicas consecutivas a seguir.



Em uma fábrica, a produção de água sanitária é iniciada com a dissolução de Cl_2 e NaOH em água, nas concentrações de $0,20$ e $0,34 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ respectivamente. Ao final do processo de produção, o Cl_2 foi consumido por completo, restando 80% do HClO formado na equação A.

Calcule, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a concentração de NaOH no produto final.

19. (Espcex/Aman) Um químico trabalhando em seu laboratório resolveu preparar uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) numa concentração adequada, para posterior utilização em análises titulométricas. Consultando seu estoque verificou a existência de uma solução de NaOH de concentração $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, inadequada a seus propósitos. Para a preparação da solução de NaOH na concentração adequada, pipetou dez mililitros (10 mL) dessa solução aquosa de NaOH estocada e, em seguida, transferiu o volume pipetado para um balão volumétrico de 1000 mL de capacidade, completando seu volume com água pura. Considerando que o experimento ocorreu nas condições de 25°C e 1 atm e que o hidróxido de sódio se encontrava completamente dissociado, o pH dessa solução resultante final preparada pelo químico será:

- a) 1
b) 2
c) 8
d) 9
x e) 10

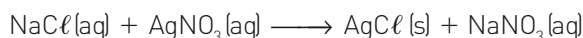
A titulação aplicada à saúde

O soro fisiológico é uma solução de cloreto de sódio e água destilada usada em grandes quantidades em hospitais. Sua administração geralmente é feita por via endovenosa. A solução deve apresentar, então, uma concentração adequada; caso contrário, pode provocar a morte de células.

Na indústria, é preparada pela mistura de uma quantidade conhecida de NaCl a um volume apropriado de água destilada, a fim de se obter uma solução de concentração conveniente.

Para a segurança máxima no uso da solução, costuma-se determinar a sua concentração exata através da titulação. Assim, é retirada uma amostra da solução preparada, sendo seu volume determinado da maneira mais precisa possível. Em seguida, essa amostra é titulada, utilizando-se uma solução padronizada de nitrato de prata (AgNO_3) 0,10 mol/L.

Nessa titulação, ocorre a seguinte reação:



Pela equação, percebemos que ocorre a precipitação do cloreto de prata ($\text{AgCl}(\text{s})$).

O aparecimento de uma cor salmão, causado pelo indicador, aponta-nos o final da titulação.

A partir do volume de nitrato de prata consumido, determinamos o seu número de mol.

Como, na reação, a proporção é de 1:1, o número de mol de NaCl também será determinado e, como o volume da amostra é conhecido, é possível saber sua concentração em mol/L exata.

/// Bolsa de soro fisiológico para administração por via endovenosa.



SPL/Latinstock

Reflita

1. Para descobrir a concentração de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, podemos, em um laboratório, colocar um volume conhecido dessa solução ácida, junto com o indicador fenolftaleína, para ser titulado com uma quantidade de soda cáustica (hidróxido de sódio) de volume e concentração conhecidos. Sobre isso, responda aos itens.
 - a) Qual o nome da vidraria de laboratório usada em titulação?
 - b) Escreva a reação do ácido sulfúrico com a soda cáustica.
 - c) Qual seria a coloração da solução obtida após a completa titulação do ácido, admitindo-se que, por um descuido, o laboratorista tenha deixado cair dez gotas da base além das necessárias para a neutralização do ácido?
2. Uma alíquota de 10 mL de uma solução aquosa de cloreto de sódio consumiu 15,5 mL da solução aquosa de nitrato de prata 0,10 mol/L. Qual a concentração da solução de cloreto de sódio em g/L?
Dados: densidade da solução de cloreto de sódio = 1,0 g/mL; Massas molares: Na = 23 g/mol; Cl = 35,5 g/mol.

Soluções, suspensões e coloides

Já sabemos que as soluções são misturas homogêneas. As partículas presentes em uma solução podem ser átomos, íons ou pequenas moléculas.

Suas principais características são:

- as partículas não sedimentam sob ação da gravidade ou com o uso de centrífugas comuns ou mesmo ultracentrífugas;
- o diâmetro das partículas é menor do que 1 nm (1 nanômetro = 10^{-9} m);
- as partículas não são retidas por filtros comuns nem por ultrafiltros;
- as partículas não são visíveis com o uso de um microscópio óptico comum ou mesmo um ultramicroscópio.

Não é sempre que, ao adicionarmos uma substância a um solvente, temos a formação de uma solução. Se adicionamos, por exemplo, uma certa quantidade de areia finamente dividida a uma garrafa com água e a agitamos energicamente, a areia permanece suspensa, “flutuando” na água por um breve período de tempo e, então, rapidamente se deposita no fundo da garrafa. Esse sistema é classificado como uma suspensão.

Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



// As partículas de uma solução, como a solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO_4) mostrada na fotografia, não são visíveis e não provocam dispersão nem reflexão da luz.

Suspensões

São misturas heterogêneas. As partículas podem ser aglomerados de íons ou de moléculas, ou ainda macromoléculas ou macroíons.

Suas principais características são:

- as partículas se sedimentam sob a ação da gravidade ou de uma centrífuga comum;
- as partículas dispersas apresentam diâmetro maior do que 1000 nm;

- com o uso de um filtro comum, é possível separar as partículas em suspensão;
- as partículas são visíveis a olho nu ou com o uso de um microscópio comum.

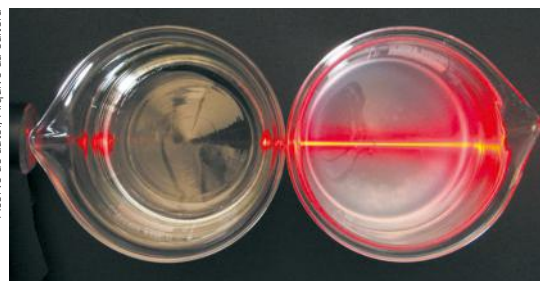
A diferença fundamental entre uma **solução** e uma **suspensão** é o tamanho das partículas dispersas. Entre uma e outra, existem misturas cujas partículas dispersas são muito menores do que aquelas que podem ser vistas a olho nu, mas muito maiores do que moléculas individuais. Tais partículas são denominadas **partículas coloidais** e, em água, formam os **coloides** ou **suspensões coloidais**.



Rita Barreto/Fotorena

// As partículas de uma suspensão, como o leite de magnésia ($\text{Mg}(\text{OH})_2$), são opacas na luz natural.

Acervo do autor/Arquivo da editora

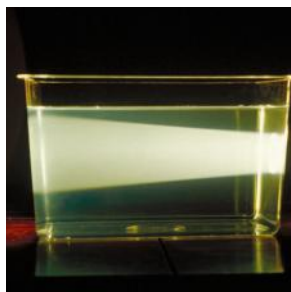


// O laser atravessa a solução que está no recipiente à esquerda sem sofrer dispersão e reflexão, observadas na suspensão que está contida no recipiente à direita.

Coloides ou suspensões coloidais

Em um coloide, a substância que está distribuída na forma de partículas é denominada **disperso** e o meio (ou a substância) que o contém é denominado **dispersante** ou **dispergente**.

Os coloides são formados geralmente por macromoléculas ou macroíons com tamanho menor do que o das suspensões e maior do que o das soluções.



// Devido ao efeito Tyndall, os coloides, quando observados a olho nu, apresentam-se translúcidos, com um aspecto nebuloso, opaco.

Suas principais características são:

- a sedimentação das partículas só é obtida por meio de ultracentrífugas;
- as partículas dispersas apresentam diâmetro maior do que 1 nm e menor do que 1000 nm*;
- as partículas das substâncias dispersas podem ser separadas por meio de um ultrafiltro;
- as partículas não são visíveis com microscópio comum, mas podem ser vistas com o auxílio de um microscópio eletrônico.

Nos coloides, o diâmetro das partículas é suficiente para refletir e dispersar a luz.

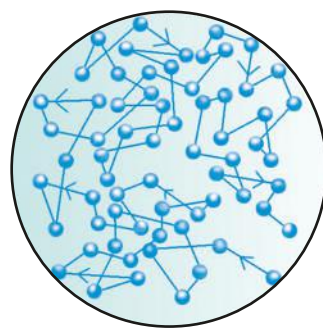
Essa dispersão da luz é conhecida pelo nome de **efeito Tyndall**. Quando um feixe de luz, em uma sala escura, incide sobre um frasco que contenha coloide ou sobre uma suspensão, sua trajetória fica visível.

Esse efeito é perceptível em algumas situações do dia a dia: por exemplo, quando os raios de sol atravessam as frestas de uma janela em um quarto com poeira suspensa no ar ou quando o feixe de luz emitido pelo projetor, em um cinema, passa através do ar que contenha fumaça ou poeira.

Quando um coloide é examinado em um microscópio comum, observamos vários pontos luminosos movimentando-se rápida e aleatoriamente. Esse movimento é denominado **movimento browniano**.



// Em 1827, o botânico escocês Robert Brown (1773-1858), usando um microscópio comum, observou que partículas de pólen suspensas na água agitavam-se constantemente, formando linhas poligonais (zigue-zague). A seguir, verificou que esse fenômeno ocorre com quaisquer partículas cujo diâmetro varie entre 10^2 nm e 10^3 nm. Em sua homenagem, esse movimento típico das partículas dispersas em um coloide recebeu o nome de movimento browniano.



// Coloide: movimentos rápidos e em zigue-zague.



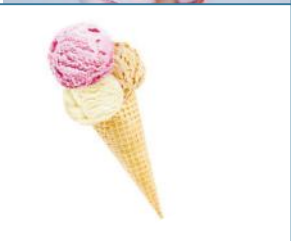
Classificação dos coloides

Os coloides são característicos de muitos processos importantes, relacionados com a vida, que ocorrem na natureza e, também, em um grande número de produtos industrializados.

Muitos dos fluidos presentes em nosso organismo são coloides formados por proteínas ou outras moléculas grandes dispersas em água. A célula individual de uma bactéria é uma partícula coloidal, assim como as algas verdes presentes em águas paradas ou contaminadas.

Em função do estado físico dos componentes (disperso e dispersante), os coloides podem ser classificados da seguinte maneira:

* Valores citados em: O mundo dos coloides, revista *Química Nova na Escola*, n. 9, maio 1999. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/quimsoc.pdf>>. Acesso em: 12 mar. 2018.

Tipo de coloide	Disperso	Dispersante	Exemplo	
aerossol sólido	sólido	gás	fumaça, poeira	
aerossol líquido	líquido	gás	neblina, desodorante	
espuma sólida	gás	sólido	pedra-pomes, maria-mole	
espuma	gás	líquido	creme de leite batido (chantilly)	
emulsão sólida	líquido	sólido	sorvete de massa	
emulsão	líquido	líquido	maionese, manteiga	
gel	líquido	sólido	sílica, queijos, gelatina, geleias	

Thinkstock/Getty Images

Thinkstock/Getty Images

Fernando Favoreto/Criar Imagem

Volkan sengor/E+/Getty Images

Thinkstock/Getty Images

Rita Barreto/Fotoarena

Thinkstock/Getty Images

Tipo de coloide	Disperso	Dispersante	Exemplo
sol sólido	sólido	sólido	pérola, rubi e safira
sol	sólido	líquido	goma-arábica, creme dental

Fonte: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 9. ed. New York: McGraw-Hill, 2007.

Os coloides são de importância fundamental em muitas indústrias e, portanto, na nossa vida. Vamos detalhar as características do sol e do gel:

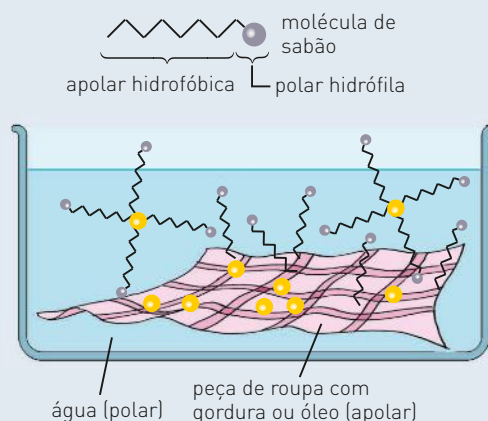
- **Sol** — são coloides formados por um sólido disperso em líquido. O plasma sanguíneo é formado por grandes moléculas orgânicas dispersas em água. A goma-arábica é um sol composto de uma resina extraída de uma planta da família das leguminosas (*Acacia vera*), dispersa em água.
- **Gel** — é um coloide formado por um líquido disperso em sólido. Em um sol, a eliminação gradativa do dispersante líquido permite que as partículas sólidas do disperso formem um retículo contínuo, de estrutura aberta e semirrígida. Assim, um sol pode ser transformado em um gel.

Observação

Muitas vezes, é necessária a presença de uma substância capaz de impedir que os componentes (disperso e dispersante) de uma emulsão se separem. Essas substâncias são denominadas **agentes emulsificantes**.

No caso do leite, o agente emulsificante é uma proteína, a caseína, que mantém unidas a gordura e a água.

As emulsões de óleo em água são estabilizadas pela adição de agentes emulsificantes, como a gelatina e a goma-arábica. Os sabões são constituídos de moléculas que apresentam uma parte apolar e uma polar. A parte apolar pode dissolver sujeiras gordurosas de, por exemplo, uma peça de roupa. Ao mesmo tempo, a parte polar liga-se às moléculas de água, retirando a sujeira gordurosa da roupa a ser limpa, formando uma emulsão. Assim, os sabões são agentes emulsificantes.



Exercícios

1. [Cesgranrio-RJ] Considere o quadro a seguir:

Propriedade	Dispersão A	Dispersão B	Dispersão C
natureza da molécula	átomos, íons ou pequenas moléculas	macromoléculas ou grupo de moléculas	partículas visíveis a olho nu
efeito da gravidade	não sedimenta	não sedimenta	sedimenta rapidamente
uniformidade	homogênea	não tão homogênea	heterogênea
separabilidade	não pode ser separada por filtração	pode ser separada somente por membranas especiais	pode ser separada por filtro de papel

Logo, podemos afirmar que:

- a) A = solução verdadeira; B = suspensão; C = solução coloidal.
 b) A = suspensão; B = solução coloidal; C = solução verdadeira.
 c) A = solução coloidal; B = solução verdadeira; C = suspensão.
 d) A = solução coloidal; B = suspensão; C = solução verdadeira.
 x e) A = solução verdadeira; B = solução coloidal; C = suspensão.
2. Cite duas maneiras que permitam diferenciar uma suspensão de uma solução.
3. Coloque em ordem crescente de tamanho as partículas que constituem as suspensões, as soluções e os colóides.
4. [Unifor-CE] Dentre os seguintes materiais:
 I. maionese
 II. iogurte
 III. azeite de oliva
 IV. refrigerante
 podem ser classificados como dispersões coloidais:
 x a) I e II.
 b) I e III.
 c) II e III.
 d) II e IV.
 e) III e IV.

5. [Unifor-CE] Maionese e mistura de sal e óleo constituem, respectivamente, exemplos de sistemas:

- a) coloidal e coloidal.
 b) homogêneo e heterogêneo.
 c) coloidal e homogêneo.
 d) homogêneo e homogêneo.
 x e) coloidal e heterogêneo.

6. [Unirio-RJ]

A Coreia do Sul é citada à exaustão como exemplo de milagre econômico operado pela alta tecnologia. Na década de 1960, era tão pobre quanto as nações miseráveis da África. (...) Os coreanos viraram especialistas em celulares, computadores e carros. Mas, quando o assunto é tecnologia agroindustrial, eles vêm buscar as lições no Brasil. (...) Os visitantes estavam interessados em parcerias em energia renovável, como álcool e biodiesel.

Revista Época, 2007.

Suponha que o álcool combustível, também conhecido como álcool etílico hidratado, seja uma solução aquosa contendo 93,0% de álcool etílico. Em relação a essa solução, pode-se dizer que:

- a) forma um coloide com a água.
 b) é uma suspensão aquosa entre etanol, biodiesel e gasolina.
 x c) é uma mistura homogênea de etanol e água.
 d) apresenta duas fases distintas, etanol e água.
 e) possui 93 gramas de etanol em 1 litro de água.

Atividades práticas

I. Preparando coloides

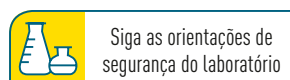
Como sabemos, água e óleo não se misturam, mesmo quando submetidos a intensa agitação, pois a água apresenta moléculas polares e os óleos são substâncias apolares. Ao cessarmos a agitação, em pouco tempo as pequenas partículas de óleo obtidas durante esse processo se unem e formam uma lâmina que flutua sobre a água, porque o óleo tem densidade menor do que a água.

Se pudéssemos impedir que as gotículas de óleo se unissem novamente, poderíamos mantê-las dispersas na água, ou seja, obteríamos uma mistura de dois líquidos imiscíveis.

Os agentes emulsificantes são substâncias que têm a propriedade de estabilizar uma mistura de líquidos imiscíveis, pois apresentam moléculas com uma porção polar e outra apolar. Dois desses agentes são comuns em nosso dia a dia: gema de ovo e sabão.

Material

- 1 gema de ovo
- 1 colher (sopa) de suco de limão ou vinagre
- 1 xícara de óleo comestível



Procedimento

Misture a gema de ovo com o suco de limão em um liquidificador, em velocidade baixa. Depois, adicione o óleo lentamente. Deixe o liquidificador ligado durante dois minutos.

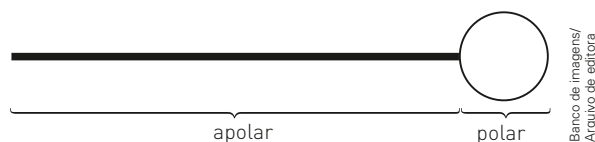


1. Com base no experimento, responda às seguintes questões.

- a) Observando a mistura obtida, você é capaz de reconhecê-la? Qual é o nome comercial desse coloide?
- b) Qual é a substância dispersante e qual é a substância que constitui o disperso?

2. Qual é a finalidade de utilizarmos a gema de ovo?

3. Observe como a gema de ovo foi representada:



Faça um esquema indicando o papel dessas estruturas na união do dispersante com o disperso.

4. Como esse coloide pode ser classificado?

5. Qual é a diferença entre esse coloide e um aerossol, uma espuma e um gel?

II. Efeito Tyndall

Material

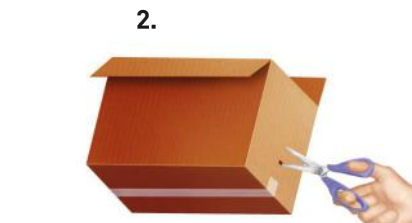
- 1 caixa de papelão
- 3 copos lisos de vidro transparente
- 1 colher de chá
- farinha de trigo
- sal de cozinha
- lanterna
- tesoura

Procedimento

1. Com o auxílio da tesoura, faça um furo arredondado em uma das laterais da caixa. A altura do furo deve corresponder à metade da altura do copo.
2. Na lateral oposta, faça um furo quadrado, com aproximadamente 2 cm de lado. O centro desse quadrado deve estar alinhado com o furo arredondado.
3. Coloque água em um dos copos até atingir $\frac{3}{4}$ da altura do copo.
4. Depois, coloque o copo dentro da caixa, de modo que seu centro esteja alinhado com os centros dos dois furos, e feche a caixa.
5. Acenda a lanterna próximo ao furo arredondado e observe o copo através do furo oposto.

! **ATENÇÃO:** O uso de tesouras e de outros instrumentos perfurocortantes pode ser perigoso.

6. Substitua esse copo por outro contendo uma colher de chá de sal dissolvido em $\frac{3}{4}$ de água. Observe-o.
7. Depois, substitua esse copo por outro contendo uma colher de chá de farinha dissolvida, sob agitação, em $\frac{3}{4}$ de água. Observe-o.



Ilustrações: Lúpis 138/
Arquivo da editora

Agora responda às questões abaixo.

1. A mistura água + farinha de trigo é uma solução ou uma suspensão?
2. A mistura água + sal de cozinha é uma solução ou uma suspensão?
3. Classifique os sistemas em homogêneos ou heterogêneos.
4. O efeito Tyndall é observado em soluções ou suspensões?

Coloides e soluções no corpo humano

Magic mine/Shutterstock



// As partículas em solução passam para o sangue e para o sistema linfático através das paredes intestinais.

Em nosso organismo, os coloides são separados das soluções por membranas semipermeáveis. Por exemplo, as paredes intestinais permitem que as partículas em solução passem para o sangue e para o sistema linfático. Entretanto, as partículas coloidais dos alimentos são muito grandes para atravessar essas paredes e, por isso, elas permanecem no interior do intestino.

O processo de digestão promove a quebra das grandes partículas coloidais de proteínas e amido, produzindo aminoácidos e glicose, os quais conseguem atravessar as paredes e chegar ao sistema circulatório.

Certos alimentos, como as fibras vegetais, não são quebrados em nosso processo digestivo; eles atravessam intactos o nosso intestino.

As membranas celulares também separam íons presentes em soluções e coloides. Por exemplo, as enzimas (estruturas proteicas) são produzidas no interior das células e lá permanecem. No entanto, muitos nutrientes celulares, como oxigênio, aminoácidos, eletrólitos e glicose, atravessam as membranas. Isso também ocorre com muitos produtos excretados pelas células, tais como ureia e gás carbônico.

Fonte: TIMBERLAKE, Karen C. *Chemistry*. Harper Collins College Publishers. Traduzido pelos autores.



Nishihama/Shutterstock

// As fibras vegetais não são quebradas no processo digestivo.

Reflita

1. Qual característica do coloide permite que ele seja separado das soluções coloidais por membranas semipermeáveis?
2. A hidrólise catalítica do amido origina um produto que atravessa a parede do intestino, chegando ao sangue. Sobre esse produto, responda aos itens:
 - a) Qual o produto da hidrólise catalítica do amido?
 - b) Por que ele é importante para nosso organismo?
 - c) Comparativamente, qual o tamanho das moléculas do produto em relação às moléculas de amido?
3. Pesquise na internet ou na biblioteca de sua escola ou cidade três alimentos que, quando ingeridos, podem ser fonte de substâncias coloidais para seu organismo.

Propriedades coligativas

UNIDADE

2

Se você já assistiu a algum filme sobre o naufrágio de um navio, deve saber que o maior problema de um sobrevivente é a falta de água adequada ao consumo. Apesar de estar na imensidão do mar, não é possível utilizar essa água para beber.

Qual é o processo pelo qual a água do mar pode se tornar potável?

Como ter sede cercado por tanta água?



NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Pressão máxima de vapor.
- Tonoscopia.
- Ebulioscopia.
- Crioscopia.
- Osmometria.

Algumas propriedades físicas das substâncias

Antes de abordarmos o tema central desta unidade — as propriedades coligativas —, é importante que você retome alguns conhecimentos do 1º ano do Ensino Médio, relacionados às mudanças de estado físico das substâncias, e conheça alguns conceitos novos, que serão desenvolvidos neste capítulo. Vamos a eles!

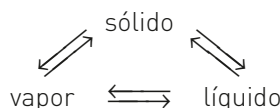
Diagrama de fases de uma substância

Entre as propriedades físicas que caracterizam uma substância, temos as temperaturas nas quais ocorrem as mudanças de estado:

- **fusão e solidificação:** sólido $\rightleftharpoons$ líquido;
- **ebulição e liquefação:** líquido $\rightleftharpoons$ vapor;
- **sublimação:** sólido $\rightleftharpoons$ vapor.

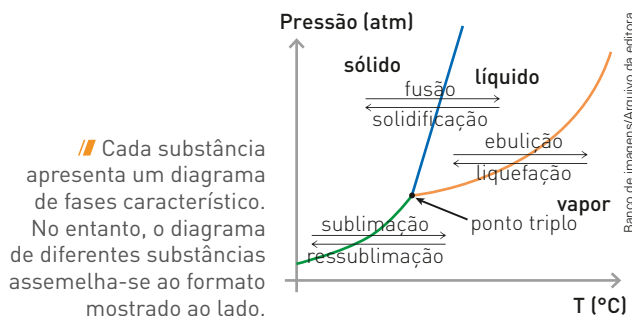
Durante uma mudança de estado, há equilíbrio entre as fases envolvidas, e a temperatura permanece constante.

Sob diferentes pressões, as mudanças de fase ocorrem em diferentes temperaturas. Sob determinadas condições de pressão e temperatura, os três estados físicos podem coexistir, em equilíbrio, conforme esquema a seguir.



Essa é a situação em que ocorre o que chamamos de **ponto triplo**, que é característico de cada substância. A uma dada temperatura e variando-se as pressões, pode-se determinar o estado físico em que a substância se encontra a uma dada pressão, usando um sistema fechado.

Repetindo o processo com diferentes temperaturas, obtemos os dados necessários para construir o **diagrama de fases** da substância.



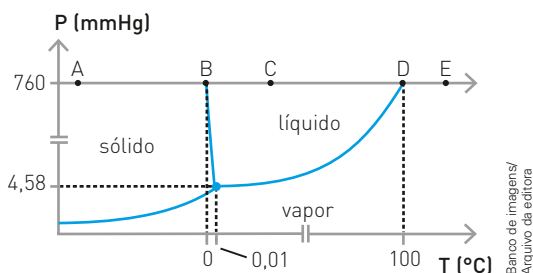
Cada uma das curvas do diagrama indica as condições de pressão e temperatura nas quais **duas fases** estão em equilíbrio.

As áreas delimitadas por essas linhas representam as condições de pressão e temperatura nas quais uma substância existe em um único estado físico.

O ponto determinado pela intersecção das três linhas é o **ponto triplo**, que indica uma condição única de pressão e temperatura na qual as três fases encontram-se em equilíbrio.

Para melhor compreensão do significado de um diagrama de fases e das mudanças de estado, vamos estudar, como exemplo, o diagrama de fases da água ao longo de uma linha com pressão constante de 760 mmHg e cuja temperatura varia.

Ponto	Estado físico
A	sólido
B	sólido $\rightleftharpoons$ líquido
C	líquido
D	líquido $\rightleftharpoons$ vapor
E	vapor

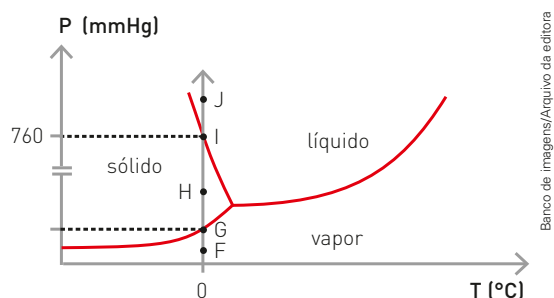


A panela de pressão é um utensílio cujo manuseio exige cuidados, pois há risco de explosões. Vegetais e carnes têm seu tempo de cozimento muito reduzido quando preparados nela. Como funciona esse tipo de panela? Com base no que você pensou, elabore uma explicação para a diferença entre o tempo de cozimento da panela de pressão e o de uma panela comum e compartilhe-a com os colegas.



Agora, façamos uma análise semelhante, no mesmo diagrama, de uma amostra de água cuja temperatura é mantida constante a 0 °C e cuja pressão varia.

Ponto	Estado físico
F	vapor
G	sólido $\rightleftharpoons$ vapor
H	sólido
I	sólido $\rightleftharpoons$ líquido
J	líquido



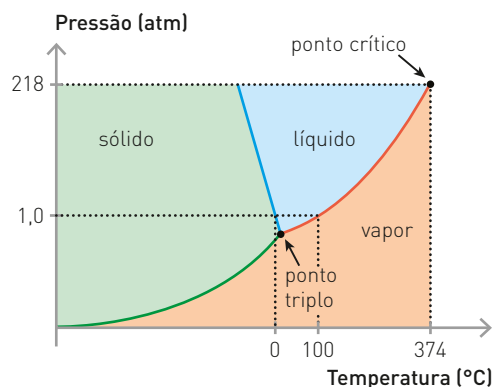
Ponto crítico

Outro dado importante disponível nos diagramas de fases é o **ponto crítico**.

Para valores de pressão e temperatura superiores aos do ponto crítico, não há mais os estados líquido e vapor, e sim uma única fase que preenche todo o recipiente: a do gás.

A forma gasosa da matéria não pode ser liquefeita somente por um aumento de pressão ou uma diminuição de temperatura.

De acordo com o diagrama de fases da água, ao lado, o ponto crítico está situado à temperatura de 374 °C (temperatura crítica) e à pressão de 218 atm (pressão crítica).



Exercício resolvido

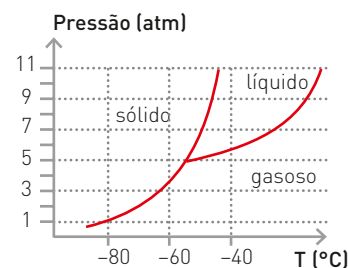
[Unicamp-SP] Observe o diagrama de fases do dióxido de carbono. Considere uma amostra de dióxido de carbono a 1 atm de pressão e temperatura de -50°C e descreva o que se observa quando, mantendo-se a temperatura constante, a pressão é aumentada lentamente até 10 atm.

Solução

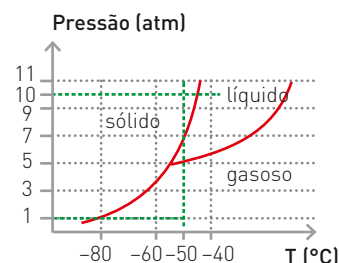
A -50°C e 1 atm, o dióxido de carbono encontra-se no estado gasoso. Mantendo-se a temperatura constante e elevando-se a pressão, temos que:

- ao redor de 5 atm, ele passa para o estado líquido;
- ao redor de 8 atm, ele passa para o estado sólido.

Portanto, a -50°C e 10 atm ele está no estado sólido.



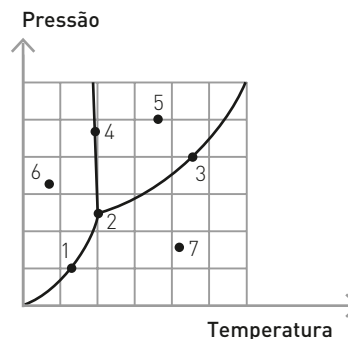
Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora



Fundamentando seus conhecimentos

1. Faça a associação entre os itens das colunas a seguir, que se referem ao gráfico abaixo.

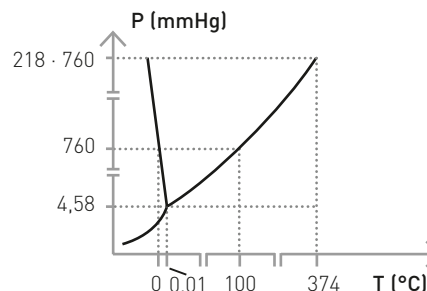
- | | |
|--------------|--|
| I. Ponto 1 | (A) Sólido |
| II. Ponto 2 | (B) Líquido |
| III. Ponto 3 | (C) Vapor |
| IV. Ponto 4 | (D) Sólido $\rightleftharpoons$ Líquido |
| V. Ponto 5 | (E) Líquido $\rightleftharpoons$ Vapor |
| VI. Ponto 6 | (F) Sólido $\rightleftharpoons$ Vapor |
| VII. Ponto 7 | (G) Sólido $\rightleftharpoons$ Líquido $\rightleftharpoons$ Vapor |



Banco de imagens/Arquivo da editora

2. Com base nas informações do gráfico, faça a correspondência correta entre os itens a seguir.

- | | |
|--|---|
| I. $T = 0,01^{\circ}\text{C}$, $P < 4,58 \text{ mmHg}$ | (A) Gelo, obrigatoriamente. |
| II. $T < 0,01^{\circ}\text{C}$, $P = 4,58 \text{ mmHg}$ | (B) Água (líquida), obrigatoriamente. |
| III. $T > 0,01^{\circ}\text{C}$, $P = 4,58 \text{ mmHg}$ | (C) Vapor-d'água, obrigatoriamente. |
| IV. $T > 0,01^{\circ}\text{C}$ | (D) Gelo ou água, dependendo de P. |
| V. $T < 0,01^{\circ}\text{C}$ | (E) Gelo, água ou vapor, dependendo de P. |
| VI. $P < 4,58 \text{ mmHg}$ | (F) Água ou vapor, dependendo de T. |
| VII. $P > 4,58 \text{ mmHg}$ | (G) Gelo ou vapor, dependendo de P. |
| VIII. $T = 0,01^{\circ}\text{C}$, $P > 4,58 \text{ mmHg}$ | (H) Gelo, água ou vapor, dependendo de T. |



Banco de imagens/Arquivo da editora

3. Observe as imagens a seguir.



Fotos: Sérgio Dota Jr./Arquivo da editora



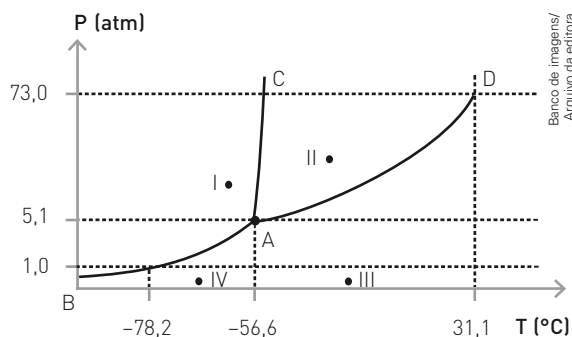
Roger Ressmeyer/Corbis/Getty Images

Com o auxílio do diagrama de fases da água do exercício anterior, responda aos itens seguintes.

- I. Qual é a mudança de estado que ocorre devido ao aumento da pressão exercida pelo sistema de arame com pesos sobre o bloco de gelo, em temperatura constante?
- II. Como você pode explicar o fato de, na imagem 2, o arame se encontrar no meio do bloco de gelo?
- III. Se o arame atravessar completamente o bloco de gelo, este será dividido em duas partes? Explique.
- IV. Com base nas imagens 1 e 2, explique o que acontece com o rastro dos patins durante a patinação sobre o gelo.

Desenvolvendo seus conhecimentos

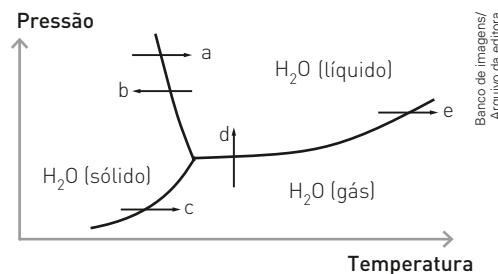
Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono (CO_2) a seguir e responda às questões 1 a 5.



Banco de imagens/
Arquivo da editora

1. Em que estado físico se encontra o dióxido de carbono nos pontos I, II, III e IV?
2. Quais os estados físicos presentes nas curvas B—A, C—A e D—A?
3. Indique a temperatura ($^{\circ}\text{C}$) e a pressão (atm) em que o CO_2 existe simultaneamente nos três estados físicos e dê o nome do ponto indicado pela letra A.
4. O CO_2 , no estado sólido, é comercializado com o nome de gelo-seco. Contudo, nas condições ambientes, é um gás. Explique por quê.
5. Por que não é possível conservar o CO_2 sólido em geladeiras ou freezers comuns?

6. (Fuvest-SP) Acredita-se que os cometas sejam “bolas de gelo” que, ao se aproximarem do Sol, volatilizam-se parcialmente à baixa pressão do espaço. Qual das flechas do diagrama abaixo corresponde à transformação citada?



Banco de imagens/
Arquivo da editora

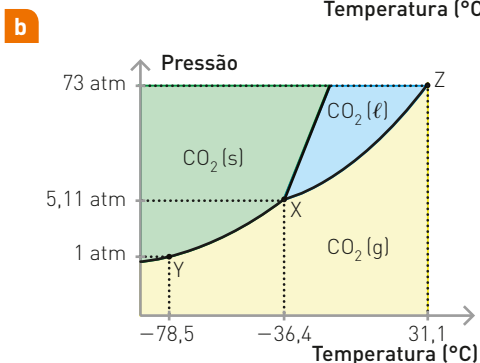
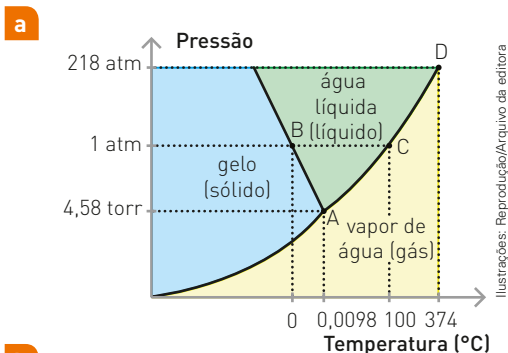


Dennis di Cicco/Corbis/Latinstock



// Representação artística do cometa Hale-Bopp, que passou próximo à Terra em 13 de março de 1997.

7. (Unimontes-MG) As figuras a seguir mostram os diagramas de fases da água (a) e do gás carbônico (b).

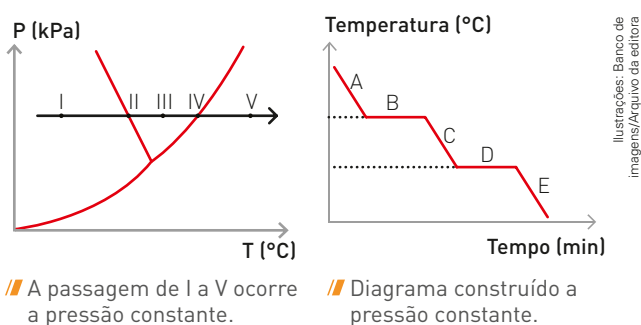


Para evidenciar algumas características, os eixos estão fora de escala nos dois diagramas.

Em análise dos diagramas é **incorreto** afirmar que:

- a) o ponto de fusão do gás carbônico aumenta com o aumento da pressão.
- b) o ponto triplo da água se encontra a uma pressão inferior à do gás carbônico.
- c) a água (gelo) sofre sublimação a uma pressão de vapor inferior a 4,58 torr.
- x d) o gás carbônico apresenta um ponto de fusão normal igual a $-78,5^{\circ}\text{C}$.

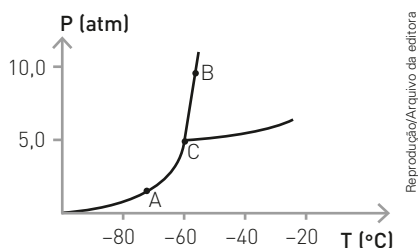
8. Observe os diagramas de fases e de mudança de estado de uma substância pura.



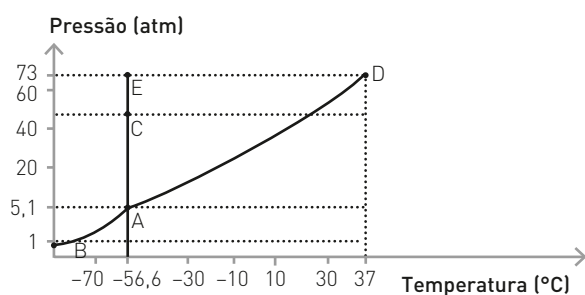
Faça uma associação entre I, II, III, IV e V e A, B, C, D e E indicando os estados físicos e os nomes relacionados às mudanças de estado.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Ufes) Sobre o diagrama de fases do CO₂, apresentado a seguir, pode-se afirmar:



- a) À pressão de 8 atm e -40°C de temperatura, o CO₂ é um gás.
 - b) No ponto A, há um equilíbrio sólido-líquido.
 - x c) À pressão de 1 atm e 25°C de temperatura, o CO₂ sólido se sublima.
 - d) O ponto B pode ser chamado ponto de ebulição.
 - e) O ponto C representa um sistema monofásico.
2. (UFSC) Considere o diagrama de fases do dióxido de carbono, representado a seguir. Assinale qual(is) a(s) proposição(ões) correta(s):



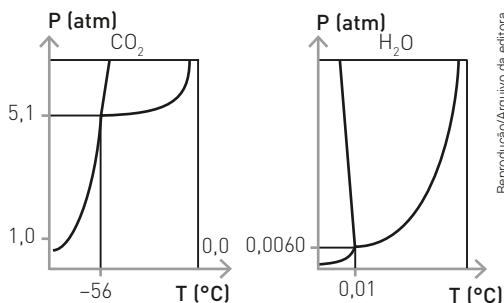
- 01) À pressão de 73 atm, o dióxido de carbono é líquido na temperatura de 25°C e é sólido na temperatura de -60°C , mantendo a mesma pressão.
- 02) Os valores de pressão e temperatura correspondentes à linha A-C-E representam o equilíbrio entre os estados sólido e vapor.
- 04) Esse composto é um gás nas condições ambientes.
- 08) A $-56,6^{\circ}\text{C}$ e 5,1 atm, tem-se o ponto triplo, no qual o dióxido de carbono se encontra em equilíbrio nos três estados físicos.

- 16) No ponto C do diagrama, estão em equilíbrio as fases sólida e vapor.
- 32) O gelo-seco sublima quando mantido a 1 atm; portanto, não é possível conservá-lo em freezers comuns, a -18°C .

Dê como resposta a soma dos números associados às proposições corretas.

Soma: $01 + 04 + 08 + 32 = 45$.

3. (UFRGS-RS) Considere os seguintes diagramas de fase para dióxido de carbono e água.

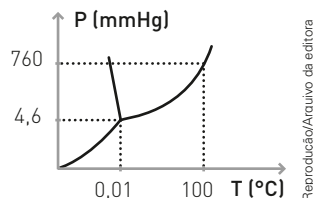


Um estudante, ao analisar esses diagramas, formulou as seguintes afirmações:

- Não é possível encontrar CO_2 vapor abaixo de -56°C .
- Existe possibilidade de se encontrar CO_2 sólido em temperaturas acima de -56°C , desde que a pressão seja suficientemente alta.
- A $0,0060\text{ atm}$ e $0,01^{\circ}\text{C}$ coexistem em equilíbrio água líquida, vapor e gelo.
- Não é possível encontrar água líquida em temperaturas inferiores a $0,01^{\circ}\text{C}$.

Qual(is) está(ão) correta(s)?

- Apenas III
 - Apenas I e II
 - ☒ Apenas II e III
 - Apenas II e IV
 - I, II, III e IV
4. (UFG-GO) O diagrama de fases da água é representado abaixo.



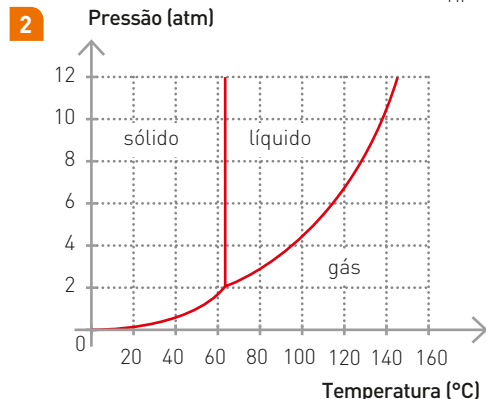
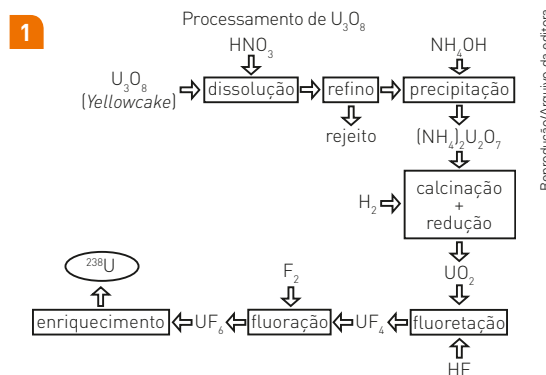
As diferentes condições ambientais de temperatura e pressão de duas cidades, A e B, influenciam nas propriedades físicas da água. Essas cidades estão situadas ao nível do mar e a 2400 m de altitude, respectivamente. Sabe-se, também, que a cada aumento de 12 m na altitude há uma

mudança média de 1 mmHg na pressão atmosférica. Sendo a temperatura em A de -5°C e em B de -35°C , responda:

- Em qual das duas cidades é mais fácil liquefazer a água por compressão? Justifique.
- Quais são as mudanças esperadas nos pontos de fusão e ebulição da água na cidade B com relação a A?

5. (UFRJ) A produção de energia nas usinas de Angra 1 e Angra 2 é baseada na fissão nuclear de átomos de urânio radioativo, ^{238}U . O urânio é obtido a partir de jazidas minerais, na região de Caetité, localizada na Bahia, onde é beneficiado até a obtenção de um concentrado bruto de U_3O_8 , também chamado de *yellowcake*.

O concentrado bruto de urânio é processado através de uma série de etapas até chegar ao hexafluoreto de urânio, composto que será submetido ao processo final de enriquecimento no isótopo radioativo ^{238}U , conforme o esquema a seguir (fig. 1). O diagrama esquemático de equilíbrio de fases do UF_6 é apresentado a seguir (fig. 2):



- Apresente a temperatura de ebulição do UF_6 a 10 atm .
- Indique a temperatura e a pressão em que as três fases (líquida, sólida e gasosa) estejam simultaneamente em equilíbrio.

Pressão máxima de vapor

Uma das propriedades físicas com a qual mais comumente convivemos, e que é facilmente perceptível, é a **volatilidade** de diferentes substâncias. É senso comum que substâncias diferentes apresentam diferentes volatilidades, ou seja, têm maior ou menor facilidade de passar do estado líquido para o estado gasoso.



Thinkstock/Getty Images



Eduardo Santalheira/
Arquivo da editora



Fernando Favoretto/
Arquivo da editora

// Ao remover esmalte das unhas utilizando acetona, a manicure fecha de imediato o frasco após ter embebido o algodão, pois ela sabe que a acetona evapora muito facilmente. O mesmo ocorre quando utilizamos éter. No entanto, não há esse tipo de preocupação quando usamos óleo ou azeite para temperar salada, pois essas substâncias são pouco voláteis e seus recipientes podem permanecer abertos até termos consumido todo o seu conteúdo.

Podemos comparar a volatilidade de três substâncias — álcool comum, éter e água — no mesmo ambiente, colocando volumes iguais desses líquidos em três frascos idênticos dispostos sobre uma mesa.



éter



álcool

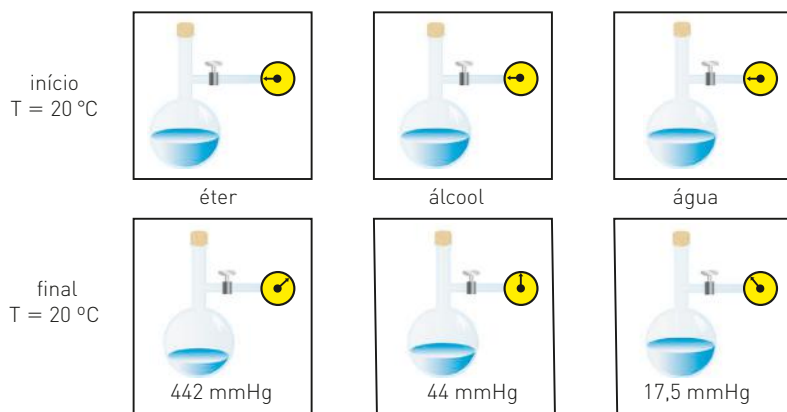


água

Luiz Fernando Rubio/
Arquivo da editora

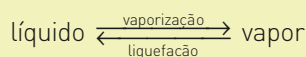
Após certo tempo, verificamos que o frasco contendo éter está vazio e que o volume do álcool diminuiu de maneira considerável, enquanto o volume de água apresenta apenas uma pequena diminuição. Logo, podemos concluir que, das três substâncias, o éter é a mais volátil, ao passo que a água é a menos volátil.

Se realizarmos um experimento semelhante a esse, com recipientes fechados providos de um manômetro para medir a pressão interna do sistema, teremos o seguinte:



Luiz Fernando Rubio/Arquivo da editora

As pressões indicadas pelos manômetros correspondem àquelas exercidas pelos vapores em uma situação de equilíbrio, em que a velocidade de vaporização é igual à velocidade de liquefação:



No equilíbrio, à temperatura constante, a concentração das moléculas no estado de vapor não varia com o tempo. Dessa forma, a pressão exercida pelo vapor sobre o líquido permanece constante. A pressão de vapor em equilíbrio com seu líquido é denominada **pressão máxima de vapor (P_v)**.

Pressão máxima de vapor (P_v): pressão exercida pelo vapor quando existe um equilíbrio entre as fases líquida e de vapor em uma dada temperatura.

Líquidos diferentes, em uma mesma temperatura, apresentam diferentes pressões máximas de vapor, as quais dependem da intensidade das forças intermoleculares da substância no estado líquido. Pelos dados obtidos no exemplo, temos:

Pressão máxima de vapor (P_v) a 20 °C	
água (ℓ) $\rightleftharpoons$ água (v)	17,5 mmHg
álcool (ℓ) $\rightleftharpoons$ álcool (v)	44 mmHg
éter (ℓ) $\rightleftharpoons$ éter (v)	442 mmHg

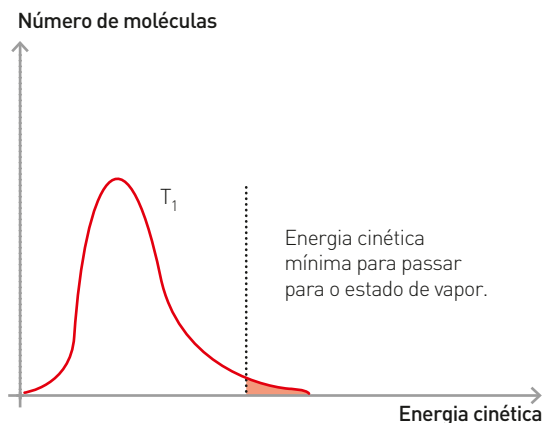
O fato de o éter apresentar a maior pressão máxima de vapor significa que as interações entre suas moléculas, no estado líquido, são mais fracas; consequentemente, ele é mais volátil.

Na água, existem interações intermoleculares mais intensas, por esse motivo ela é a substância menos volátil e que apresenta menor pressão máxima de vapor.

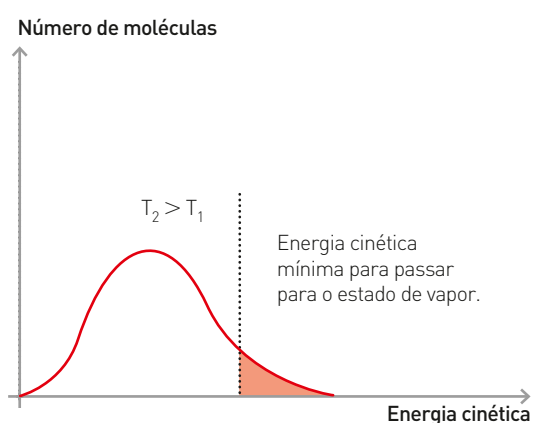
Influência da temperatura na pressão máxima de vapor

Somente uma fração das moléculas de um líquido tem energia cinética suficiente para passar para o estado de vapor.

Quando um líquido é aquecido, a energia cinética média de suas moléculas aumenta, o que facilita a passagem para o estado de vapor. Como consequência, há um aumento do número de moléculas no estado de vapor, isto é, aumenta a pressão máxima de vapor da substância.

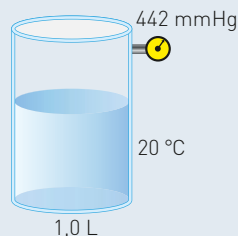
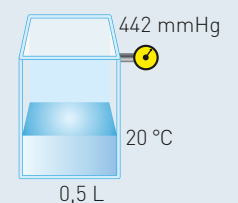


// A área colorida indica a fração de moléculas com energia cinética suficiente para passar para o estado de vapor.



// Em uma temperatura maior, existe uma quantidade maior de moléculas com energia suficiente para passar para o estado de vapor.

Verifica-se experimentalmente que a pressão máxima de vapor de um líquido, em uma mesma temperatura, não depende do volume desse líquido nem do formato do frasco no qual ele está contido.



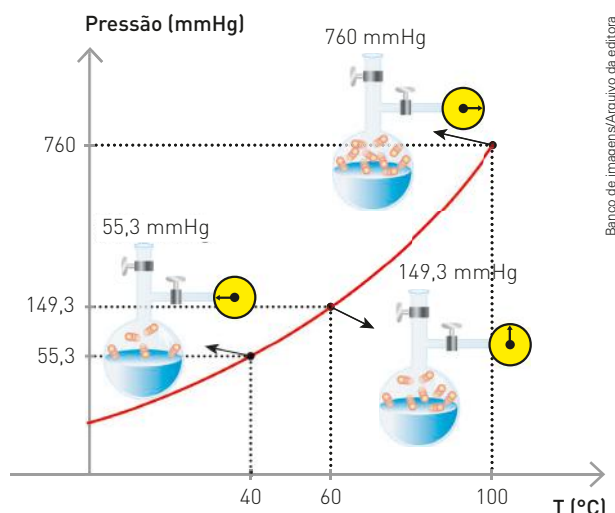
Ilustrações: Luiz Fernando Rubio/Arquivo da editora

// As substâncias puras apresentam uma pressão máxima de vapor constante a cada temperatura.

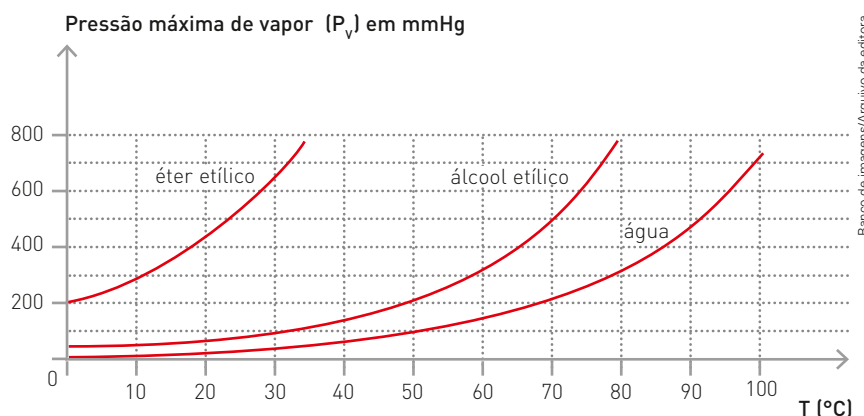
Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora

Vamos considerar, por exemplo, a água em diferentes temperaturas.

Essas medidas de pressão máxima de vapor demonstram que, quanto maior é a temperatura de um líquido, maior é sua pressão máxima de vapor.



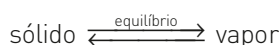
A partir de dados obtidos em experimentos nos quais foram utilizadas diferentes substâncias em diferentes temperaturas, podemos construir um gráfico (abaixo) relacionando as pressões máximas de vapor e a temperatura.



A análise do gráfico permite concluir que:

- a uma mesma temperatura, líquidos diferentes apresentam diferentes pressões máximas de vapor;
- a pressão máxima de vapor de um líquido aumenta com a elevação da temperatura.

Essas conclusões referem-se à pressão máxima de vapor no equilíbrio líquido-vapor; porém, vale ressaltar que alguns sólidos (gelo-seco, naftalina, iodo, cânfora, mentol, etc.) sofrem sublimação, ou seja, passam diretamente do estado sólido para o gasoso. Nessa situação, há um equilíbrio entre esses dois estados:



Nesse sistema, a velocidade de transformação — tanto do sólido para o vapor quanto do vapor para o sólido — é a mesma, em uma dada temperatura.

No entanto, para a maioria dos sólidos, devido à grande intensidade das ligações intermoleculares, a pressão máxima de vapor é considerada desprezível.



A. A naftalina, mesmo sendo um sólido, apresenta considerável pressão máxima de vapor. Devido à sua volatilidade, é muito usada em banheiros para dissimular odores desagradáveis. Essa aplicação, no entanto, é desaconselhável, pois a inalação dos vapores da naftalina está associada a certos tipos de câncer.

B. É comum o uso de gelo em mictórios masculinos de restaurantes. O gelo diminui a temperatura da urina e, dessa forma, reduz a volatilidade das substâncias que exalam cheiro desagradável.

A pressão máxima de vapor e a temperatura de ebulição

Quando um líquido é aquecido em recipiente aberto, inicialmente se observa, no fundo do recipiente (onde ocorre o fornecimento de calor), a formação de bolhas constituídas pelo ar que estava dissolvido no líquido.

À medida que ele é aquecido, parte das moléculas adquire, a uma dada temperatura, energia suficiente para que ocorra a mudança de estado do líquido, que sofre vaporização, acarretando a formação de grandes bolhas em toda a sua extensão.

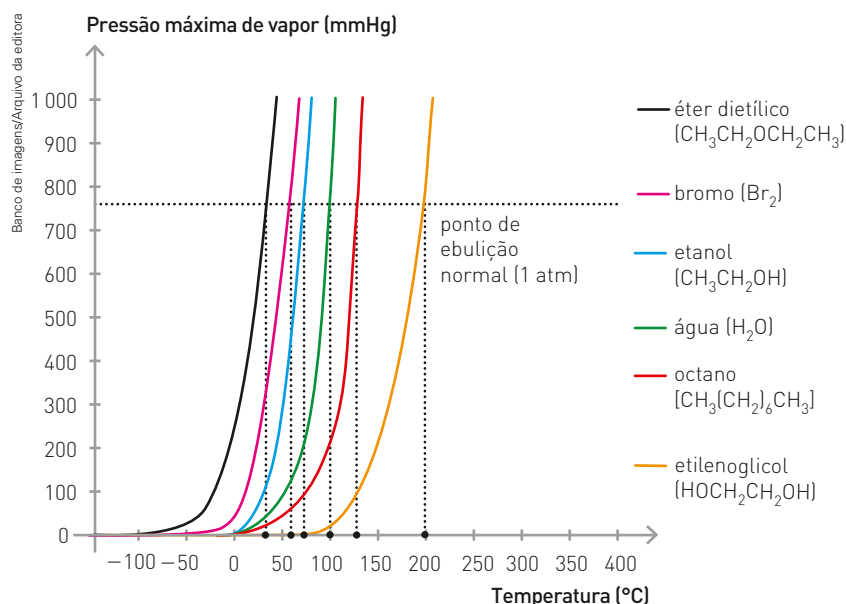
Essas bolhas são formadas pelo vapor do líquido cercado por uma película do próprio líquido. Para que elas se formem, subam para a superfície e se rompam, escapando do líquido, é necessário que a pressão de vapor no interior da bolha seja, no mínimo, igual à pressão atmosférica.

Assim, concluímos que:

Um líquido ferve (entra em ebulição) à temperatura na qual a pressão máxima de vapor se iguala à pressão exercida sobre sua superfície, ou seja, à pressão atmosférica.

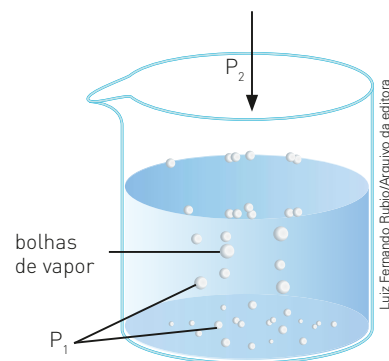
Se a ebulição ocorrer ao nível do mar, onde a pressão atmosférica é igual a 1 atm (760 mmHg), o líquido só ferverá quando a sua pressão máxima de vapor for igual a 760 mmHg, que é denominada **temperatura de ebulição normal**.

O gráfico a seguir relaciona a pressão máxima de vapor (P_v) e a temperatura (T) de algumas substâncias. A partir dele, podemos determinar as temperaturas de ebulição (TE) dessas substâncias em diferentes pressões atmosféricas.

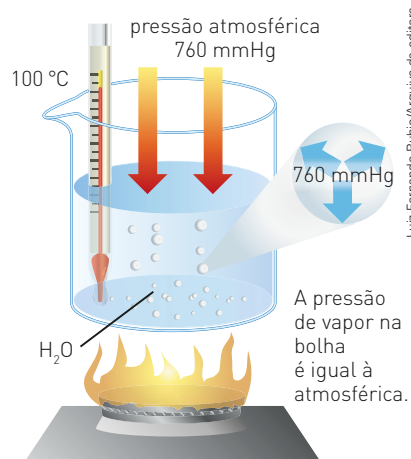


Fonte: Gilbert et al. *Chemistry*. 2. ed. New York: W. W. Norton & Co, 2008.

Pela análise do gráfico, podemos perceber que a temperatura de ebulição de cada um dos líquidos varia à medida que ocorre a mudança da pressão exercida sobre eles, ou seja, da pressão atmosférica. Assim, a TE de um líquido pode ser diminuída pela redução da pressão exercida sobre ele.



Um líquido entra em ebulição quando a pressão máxima de vapor no interior das bolhas (P_1) se iguala à pressão exercida sobre elas (P_2).



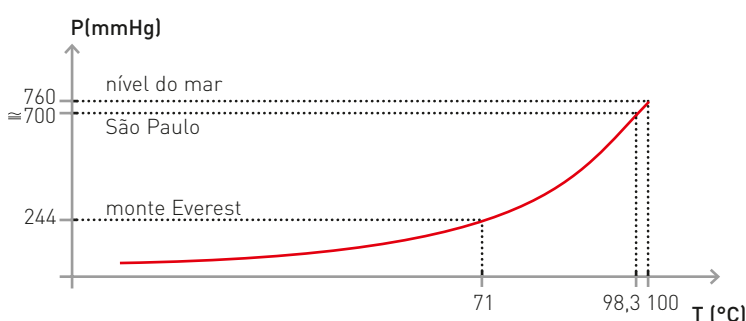
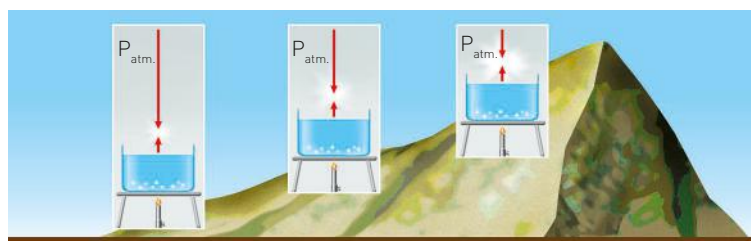
A água entra em ebulição (ferve) ao nível do mar quando a pressão máxima de vapor atinge o valor de 760 mmHg.

Cozinhando alimentos

Nas montanhas, onde a pressão atmosférica é menor do que ao nível do mar, a temperatura de ebulição da água em recipiente aberto é menor do que 100 °C. No monte Everest (Ásia), por exemplo, cujo pico está 8882 metros acima do nível do mar e a pressão atmosférica é de 244 mmHg, a água entra em ebulição a 71 °C.

Na cidade de São Paulo, onde a pressão atmosférica é de aproximadamente 700 mmHg, a TE da água é de aproximadamente 98 °C.

O fato de o ponto de ebulição ser alterado pela variação da pressão exercida sobre o líquido é observado com frequência em nosso dia a dia. Um aumento de pressão provoca um aumento na temperatura de ebulição, que, por sua vez, acelera as mudanças físicas e químicas que ocorrem durante o cozimento de alimentos, como carnes, ovos e legumes. Esse aumento da pressão é obtido quando utilizamos a panela de pressão. Nesse utensílio, a pressão atinge valores superiores a 1 atm (760 mmHg), o que provoca a ebulição da água a temperaturas superiores a 100 °C.



Conceitograf/Arquivo da editora

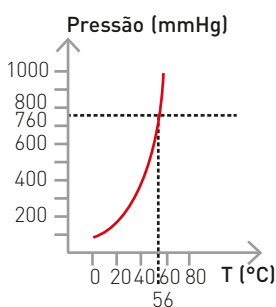
Banco de imagens/Arquivo da editora

Refleta

- Na cidade de Recife e na cidade de La Paz, espera-se que a temperatura de ebulição da água seja respectivamente:
 - maior que 100 °C em ambas.
 - menor que 71 °C em ambas.
 - 100 °C e maior que 71 °C e menor que 93 °C.
 - entre 71 °C e 98,3 °C em ambas.
- Suponha que, ao nível do mar, um recipiente contendo 10 mL de água pura e outro com 1000 mL foram colocados para ferver. Ambos foram submetidos à mesma fonte de calor. Responda:
 - Qual a temperatura de ebulição da água em cada um dos recipientes?
 - Em qual dos dois recipientes a água ferverá primeiro? Por quê?
- Pesquise na internet, em livros de Geografia ou na biblioteca de sua escola ou cidade: Qual a altitude da cidade de São Paulo em relação ao nível do mar? Compare-a com a altitude encontrada no pico do monte Everest e responda: Em qual das duas localidades deve-se conseguir ferver mais depressa uma mesma quantidade de água submetida a uma mesma fonte térmica?
- De acordo com o Laboratório de Química do Estado Sólido, da Unicamp, a vantagem de se utilizar a panela de pressão no preparo dos alimentos reside apenas na redução do tempo de cozimento. Visite a página <http://lqes.iqm.unicamp.br/canal_cientifico/lqes_news/lqes_news_cit/lqes_news_2012/lqes_news_novidades_1683.html> na internet e, depois de ler seu conteúdo, discuta com os colegas: Como aproveitar melhor os nutrientes dos alimentos preparados na panela de pressão? (Acesso em: 21 mar. 2018.)

Exercício resolvido

(UFU-MG) O gráfico a seguir representa a variação da pressão de vapor da acetona em função da temperatura. Se acetona líquida for colocada no interior de um recipiente e este for submetido a vácuo até a pressão de 100 mmHg, será observado, a 25 °C:



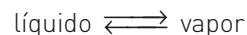
Reprodução/Arquivo da editora

- Acetona líquida em uma temperatura inferior à inicial.
- O volume de acetona líquida permanece inalterado.
- Toda a acetona se encontrará na fase de vapor.
- Acetona líquida em equilíbrio com a fase de vapor.
- Desprendimento de bolhas de ar da acetona líquida.

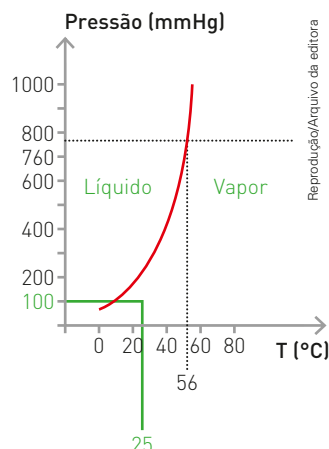
Solução

Pela análise do gráfico, podemos verificar que, a 760 mmHg, a acetona entra em ebulição a 56 °C.

Nessas condições ocorre mudança de estado:



Assim, podemos inserir as seguintes informações no diagrama:

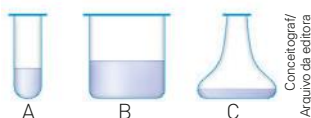


Reprodução/Arquivo da editora

Sendo possível concluir que, nas condições de 25 °C e 100 mmHg, a acetona estará no estado de vapor. Alternativa correta: c.

Fundamentando seus conhecimentos

Considere os três frascos, que contêm acetona às mesmas condições de temperatura e pressão, e responda às questões 1 e 2.



- Em qual(is) frasco(s) teremos acetona na forma de vapor?
- Em qual(is) frasco(s) a pressão de vapor da acetona é maior? Justifique sua resposta.

As informações a seguir devem ser utilizadas para responder às questões 3 a 6.

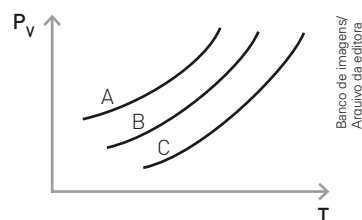
Líquidos diferentes apresentam diferentes pressões máximas de vapor sob uma mesma temperatura. Quanto mais volátil o líquido, menor sua temperatura de ebulição e maior sua pressão máxima de vapor:

$\uparrow$ Volatilidade $\Rightarrow$ $\downarrow$ Temperatura de ebulição $\Rightarrow$ $\uparrow$ Pressão máxima de vapor

A tabela a seguir apresenta as pressões máximas de vapor (P_v) de três substâncias à mesma temperatura.

Substâncias	Pressão máxima de vapor (P_v) em mmHg
I	100
II	140
III	200

- Qual das substâncias é a mais volátil?
- Qual delas apresenta a maior temperatura de ebulição?
- Associe as três substâncias com as curvas A, B e C.



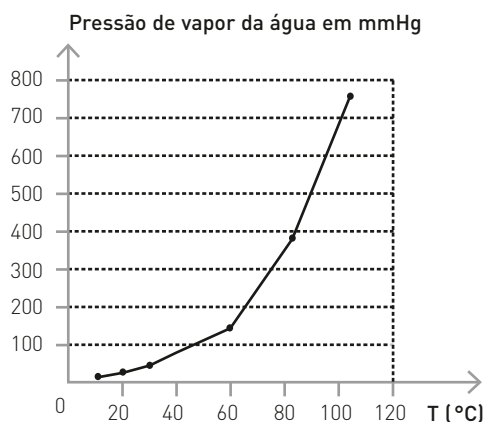
Banco de imagens/Arquivo da editora

- Em qual das substâncias as ligações intermoleculares no estado líquido são mais intensas?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Enem) Um líquido, num frasco aberto, entra em ebulição a partir do momento em que a sua pressão de vapor se iguala à pressão atmosférica. Identifique a opção correta, considerando a tabela, o gráfico e os dados apresentados sobre as seguintes cidades:

- Natal (RN): nível do mar.
- Campos do Jordão: 1628 m.
- Pico da Neblina (RR): 3014 m.



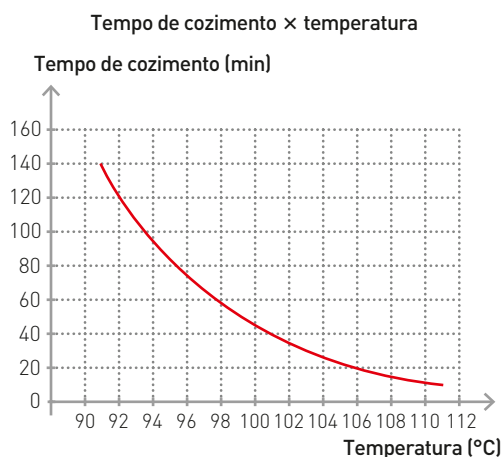
Altitude (km)	Pressão atmosférica (mmHg)
0	760
1	600
2	480
4	300
6	170
8	120
10	100

A temperatura de ebulição será:

- maior em Campos do Jordão.
 - menor em Natal.
 - menor no Pico da Neblina.
 - igual em Campos do Jordão e Natal.
 - não dependerá da altitude.
2. (ITA-SP) Explique por que água pura exposta à atmosfera e sob pressão de 1,0 atm entra em ebulição em uma temperatura de 100 °C, enquanto água pura exposta a pressão atmosférica de 0,7 atm entra em ebulição em uma temperatura de 90 °C.
3. (Unicamp-SP) No Rio de Janeiro (ao nível do mar), uma certa quantidade de feijão demora 40 minutos em água fervente para ficar pronta. A tabela

a seguir fornece o valor da temperatura de fervura da água em função da pressão atmosférica, enquanto o gráfico fornece o tempo de cozimento dessa quantidade de feijão em função da temperatura. A pressão atmosférica ao nível do mar vale 760 mmHg e ela diminui 10 mmHg para cada 100 m de altitude.

Temperatura de fervura da água em função da pressão	
P (mmHg)	T (°C)
600	94
640	95
680	97
720	98
760	100
800	102
840	103
880	105
920	106
960	108
1000	109
1040	110



- Se o feijão fosse colocado em uma panela de pressão a 880 mmHg, em quanto tempo ele ficaria pronto?
- Em uma panela aberta, em quanto tempo o feijão ficará pronto na cidade de Gramado (RS) na altitude de 800 m?
- Em que altitude o tempo de cozimento do feijão (em uma panela aberta) será o dobro do tempo de cozimento ao nível do mar?

4. (Unimontes-MG) A altitude de alguns locais e as respectivas pressões atmosféricas são dadas na tabela.

Local	Altitude (m)	Pressão (mmHg)
Cidade do México	2240	585
Cidade de La Paz	3632	484
Monte Aconcágua	6960	413
Monte Everest	8880	235

A partir desses dados, pode-se dizer que:

- ✗ a) os alimentos são cozidos mais demoradamente no monte Everest.
 b) a temperatura de ebulição da água pura é maior que 100 °C na Cidade do México.
 c) a água pura entra em ebulição à mesma temperatura nesses locais.
 d) as interações nas moléculas de água se tornam mais fracas em baixas pressões.

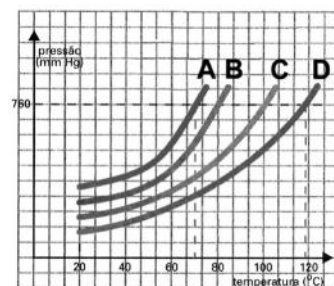
5. (UFSC) Dois amigos, Carlos e Eduardo, viajam de carro da cidade de Urubici, localizada na serra catarinense a 927 metros de altitude em relação ao nível do mar, para a cidade de Florianópolis. Os rapazes estão se preparando para o vestibular e várias situações ocorrem durante a viagem, nas quais seus conhecimentos de Química são testados por eles mesmos, conforme se pode verificar na questão a seguir.

Chegando ao apartamento dos pais em Florianópolis, Carlos resolve fazer um café. Coloca água para ferver e aguarda. Algum tempo depois comenta: “— Essa água parece que demora mais para ferver aqui do que em Urubici!”.

Com base nas propriedades físicas das substâncias, é CORRETO afirmar que:

- ✗ 01) Numa altitude menor a camada de ar sobre o local é maior, logo a temperatura de ebulição da água é maior.
 02) A pressão de vapor de um líquido não é dependente da temperatura.
 ✗ 04) Devido às forças intermoleculares, o ponto de ebulição da água é maior que o do H_2S .
 08) Um líquido entra em ebulição quando sua pressão de vapor é menor que a pressão atmosférica.
 ✗ 16) Uma mistura de água tem ponto de ebulição maior que a água pura.
 ✗ 32) O Mar Morto, na Jordânia, localiza-se a uma altitude de -395 metros, assim, o ponto de ebulição da água neste local deve ser maior que 100 °C.

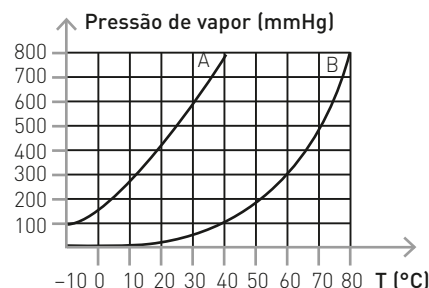
6. (UEG-GO) As propriedades físicas dos líquidos podem ser comparadas a partir de um gráfico de pressão de vapor em função da temperatura, como mostrado no gráfico hipotético acima para as substâncias A, B, C e D. Segundo o gráfico, o líquido mais volátil será a substância:



Reprodução/UEG-GO, 2015.

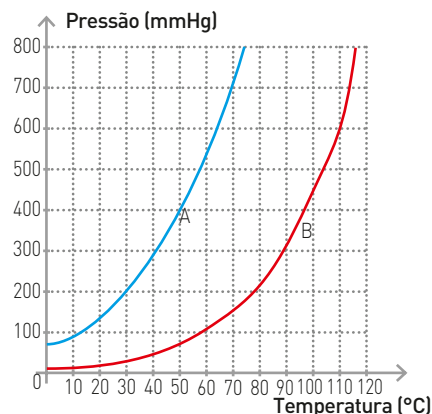
- ✗ a) A. b) B. c) C. d) D.

7. (Fuvest-SP) As curvas de pressão de vapor de éter dietílico (A) e etanol (B) são dadas a seguir.



Reprodução/Arquivo da editora

- a) Quais os pontos de ebulição destas substâncias na cidade de São Paulo? (Pressão atmosférica = 700 mmHg)
 b) A 500 mmHg e 50 °C, qual é o estado físico de cada uma dessas substâncias? Justifique.
 8. (Ufop-MG) Considere o gráfico a seguir, que mostra a variação da pressão de vapor de dois líquidos, A e B, com a temperatura.



Reprodução/Arquivo da editora

- I. Qual a pressão de vapor do líquido A a 70 °C?
 II. A que temperatura o líquido B tem a mesma pressão de vapor do líquido A a 70 °C?
 III. Explique, com base nas forças intermoleculares, qual dos dois líquidos é o mais volátil.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Unicamp-SP) Muito se ouve sobre ações em que se utilizam bombas improvisadas. Nos casos que envolvem caixas eletrônicos, geralmente as bombas são feitas com dinamite (TNT-trinitrotolueno), mas nos atentados terroristas geralmente são utilizados explosivos plásticos, que não liberam odores. Cães farejadores detectam TNT em razão da presença de resíduos de DNT (dinitrotolueno), uma impureza do TNT que tem origem na nitração incompleta do tolueno. Se os cães conseguem farejar com mais facilidade o DNT, isso significa que, numa mesma temperatura, esse composto deve ser:

- a) menos volátil que o TNT, e portanto tem uma menor pressão de vapor.
- b) mais volátil que o TNT, e portanto tem uma menor pressão de vapor.
- c) menos volátil que o TNT, e portanto tem uma maior pressão de vapor.
- x d) mais volátil que o TNT, e portanto tem uma maior pressão de vapor.

2. (Cefet-MG) O esquema a seguir representa um método de separação de uma mistura formada por água ($T_{\text{ebulição}} \rightarrow 100^\circ\text{C}$) e acetona ($T_{\text{ebulição}} \rightarrow 56^\circ\text{C}$) à pressão de 1 atm.

Considerando-se a possibilidade de se retirarem amostras do resíduo e do destilado durante o processo de separação, é correto afirmar que a:

- a) pressão de vapor do resíduo é maior que a do destilado nas amostras recolhidas.
- b) temperatura de ebulição do destilado é maior que a do resíduo ao final da destilação.
- x c) pressão de vapor das amostras do resíduo torna-se menor no término da destilação.
- d) temperatura de ebulição das amostras do destilado sofre alteração, à medida que a destilação prossegue.
- e) temperatura de ebulição do destilado se iguala à do resíduo nas primeiras amostras removidas após o início da destilação.

3. (UPM-SP) Quando um líquido puro, contido em um recipiente aberto, entra em ebulição:

- a) a pressão externa é maior que a pressão máxima de vapor desse líquido.

b) a temperatura vai aumentando à medida que o líquido vaporiza.

x c) a pressão máxima de seus vapores é igual ou maior que a pressão atmosférica.

d) a temperatura de ebulição tem sempre o mesmo valor, independentemente da altitude do lugar onde se realiza o aquecimento.

e) a energia cinética de suas moléculas diminui.

4. (UFU-MG) O arroz branco, um cereal refinado, cozinha a $372,15\text{ K}$ em Santos, próximo à praia. Que procedimento deve ser tomado para cozinhar o mesmo arroz em La Paz, na Bolívia, que possui 3657 m de altitude?

Dado: em La Paz, a pressão atmosférica é de aproximadamente 62 kPa ($1\text{ atm} = 101,325\text{ kPa}$).

5. (UEL-PR) Um estudante do Ensino Médio fez a seguinte pergunta ao professor: “É possível fazer a água entrar em ebulição em temperatura inferior à sua temperatura de ebulição normal 100°C ?” Para responder ao aluno, o professor colocou água até a metade em um balão de fundo redondo e o aqueceu até a água entrar em ebulição. Em seguida, retirou o balão do aquecimento e o tampou com uma rolha, observando, após poucos segundos, o término da ebulição da água. Em seguida, virou o balão de cabeça para baixo e passou gelo na superfície do balão, conforme a figura ao lado.



Reprodução/ UELPR, 2015.

Após alguns segundos, a água entrou em ebulição com o auxílio do gelo. O aluno, perplexo, observou, experimentalmente, que sua pergunta tinha sido respondida.

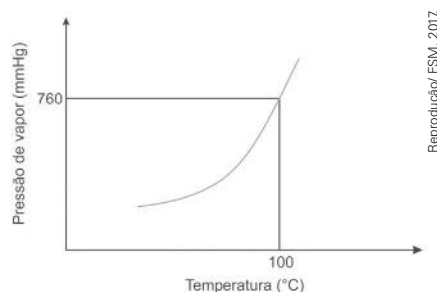
- a) A partir do texto e da figura, explique o que provocou a ebulição da água com o auxílio do gelo.
- b) O professor, mediante o interesse do aluno, utilizou o mesmo balão para fazer outro experimento. Esperou o balão resfriar até a temperatura de 25°C e acrescentou uma quantidade de um sal ao balão até saturar a solução, sem corpo de fundo. A massa da solução aquosa salina foi de 200 g e, com a evaporação total da solução, obteve-se um resíduo salino no fundo do balão de 50 g .

A partir do texto, determine a solubilidade do sal em g/100 g de H_2O , na mesma temperatura analisada.

6. (Fasm-SP) Analise a tabela que apresenta a pressão de vapor a 100 °C para três diferentes substâncias.

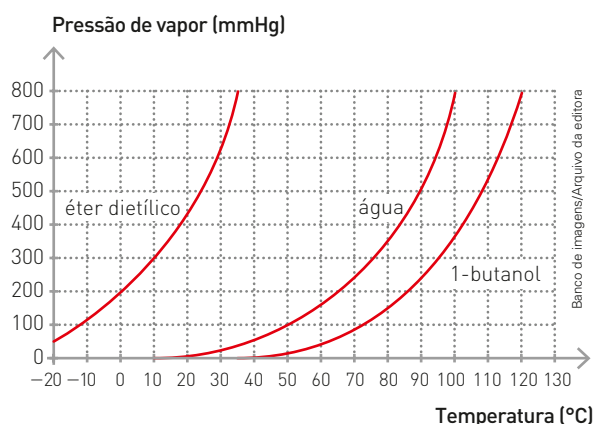
Substância	Pressão de vapor (mmHg)
butan-2-ol	790
hexan-2-ol	495
água	760

- a) Esboce, no gráfico abaixo, as curvas de pressão de vapor relativas aos álcoois apresentados na tabela. Qual dos dois álcoois é o mais volátil?



- b) Explique, de acordo com a relação entre as forças intermoleculares e os pontos de ebulição, por que o butan-2-ol apresenta maior pressão de vapor que o hexan-3-ol à mesma temperatura.

7. (Fuvest-SP) O gráfico a seguir traz as curvas de pressão de vapor em função da temperatura do éter dietílico, da água e do 1-butanol.



- a) No topo do monte Everest a água entra em ebulição a 76 °C. Consultando o gráfico, qual deve ser o ponto de ebulição do éter dietílico no mesmo local? Justifique.
- b) Pelos dados do gráfico, pode-se afirmar que, sob uma mesma pressão, o ponto de ebulição do 1-butanol é maior do que o do éter dietílico. Explique esse comportamento com base na estrutura desses compostos.

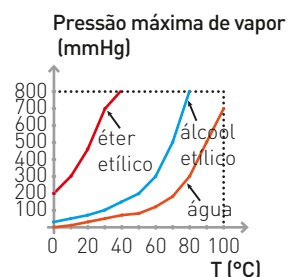
8. (UCS-RS) Gases apresentam a propriedade de dissolver uma quantidade máxima de vapor de água, de acordo com a temperatura em que se encontram. Ao atingir esse limite máximo, o gás fica saturado de vapor de água; a partir desse ponto, a água passará a se condensar formando pequenas gotículas de líquido. O ar atmosférico, por exemplo, pode dissolver uma quantidade máxima de vapor de água, expressa a cada temperatura e em unidades de pressão, conforme está apresentado no quadro abaixo.

Temperatura (°C)	Pressão máxima de vapor de água no ar atmosférico (mmHg)
10	9,2
20	17,5
30	31,8
40	55,3

A umidade relativa (UR) é um termo utilizado com frequência pelos meteorologistas para indicar a quantidade de vapor de água presente no ar atmosférico. Em uma mesma temperatura, a UR pode ser obtida pela razão entre a pressão parcial de vapor de água presente no ar e a pressão máxima de vapor de água. Assim, um local onde a temperatura encontra-se a 20 °C e a pressão parcial de vapor de água é igual a 10,5 mmHg terá uma UR, em termos percentuais, de:

- a) 50. c) 75. e) 95.
 x b) 60. d) 80.

9. (UFU-MG) O gráfico ao lado relaciona as pressões máximas de vapor e a temperatura para o éter etílico, álcool etílico e água. Em nível do mar, onde a pressão atmosférica é igual a 760 mmHg, sabe-se que os pontos de ebulição para o éter etílico, álcool etílico e água são 34,6 °C, 78,3 °C e 100 °C, respectivamente.



A esse assunto, é incorreto afirmar que:

- a) o álcool etílico encontra-se no estado líquido sob pressão de 760 mmHg e sob temperaturas menores que 78,3 °C.
- b) o aumento da temperatura acarreta um aumento na pressão de vapor para os líquidos exemplificados.

x c) o éter é o mais volátil dessas substâncias, pois apresenta maior pressão máxima de vapor devido a suas interações intermoleculares serem mais fortes.

d) a pressão máxima de vapor de uma substância, em uma mesma temperatura, não depende do volume dessa substância.

10. (UFRJ) As substâncias puras tetracloreto de carbono, n-octano, n-hexano e isopropanol encontram-se em frascos identificados apenas pelas letras A, B, C e D.

Para descobrir as substâncias contidas nos frascos, foram realizados dois experimentos:

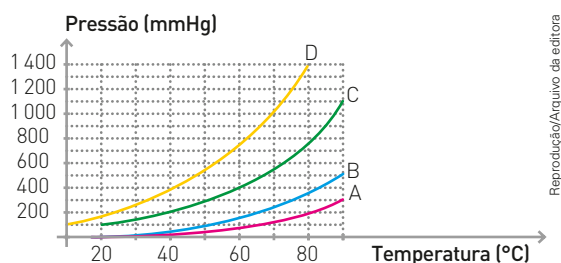
- No primeiro experimento, foi adicionada uma certa quantidade de água nos frascos A e B, observando-se o comportamento mostrado na figura 1.
- No segundo experimento, determinou-se que a substância do frasco C foi aquela que apresentou a menor pressão de vapor à temperatura ambiente (25 °C).

Usando conceitos de polaridade das moléculas e a tabela de propriedades (figura 2), identifique os compostos A, B, C e D.

Substância	Temperatura normal de ebulição (°C)	Densidade (g/mL)
tetracloreto de carbono	77	1,6
isopropanol	82	0,8
n-octano	126	0,70
n-hexano	69	0,66

11. (Ufscar-SP) As curvas A, B, C e D, mostradas no gráfico a seguir, apresentam as variações das pressões de vapor em função da temperatura de quatro substâncias puras.

A tabela apresenta as fórmulas e massas molares das quatro substâncias associadas às curvas A, B, C e D, porém não necessariamente nessa ordem.



Substância	Massa molar (g/mol)
H ₂ O	18
CH ₃ COOH	60
H ₃ CCl ₃	119
CCl ₄	154

a) Considere que cada substância foi aquecida, isoladamente, até 70 °C, sob pressão de 760 mmHg. Quais das curvas (A, B, C ou D) representam as substâncias que estão no estado gasoso nessas condições? Justifique sua resposta.

b) Identifique qual curva de pressão de vapor em função da temperatura (A, B, C ou D) corresponde àquela da substância CCl₄. Justifique sua resposta.

12. (UFSC) A química é uma ciência capaz de explicar diversos fenômenos do cotidiano. Sendo assim, o conhecimento dos princípios químicos é uma ferramenta essencial para entender o mundo e os fenômenos que nos cercam.

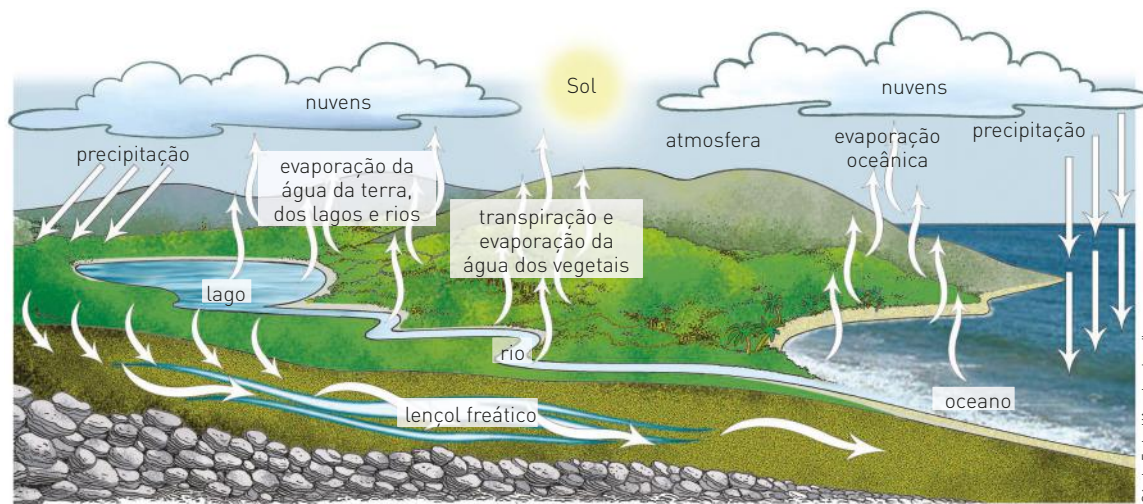
Sobre o assunto, é correto afirmar que:

- 01) a conversão de carboidratos em lipídios para armazenamento de energia, que é comum no organismo humano, caracteriza um fenômeno químico.
- 02) a formação de gotículas de água na superfície externa de uma garrafa plástica contendo refrigerante alguns minutos após ter sido removida da geladeira é proveniente da lenta passagem da água pelos poros do material polimérico que a constitui.
- 04) o odor exalado pela mistura de cebola e alho aquecidos em frigideira é decorrente do aumento da pressão de vapor de substâncias que compõem esses vegetais, resultando na transferência de moléculas para a fase gasosa, as quais então chegam aos sensores olfativos.
- 08) o som produzido pelo bater das asas de um besouro ao passar próximo ao ouvido humano caracteriza um fenômeno químico.
- 16) o cozimento acelerado de vegetais em uma panela de pressão colocada sobre uma chama ocorre devido à substituição das interações dipolo-dipolo nas moléculas de carboidratos por ligações de hidrogênio em função do rompimento de ligações covalentes nas moléculas constituintes desses alimentos.
- 32) a liquefação da manteiga ao ser inserida em uma frigideira quente é explicada pela diminuição na pressão de vapor dos lipídios que a constituem, resultando no rompimento das ligações de hidrogênio que unem as moléculas lipídicas em fase condensada.

01 e 04.

O vapor de água na atmosfera

A ilustração abaixo mostra o ciclo da água na natureza. A evaporação da água forma massas de ar úmido que, quando resfriadas, originam nuvens. A água, então, volta à terra como chuva, alimentando as fontes subterrâneas de água (lençóis freáticos), rios, lagos, etc. antes de evaporar novamente, fechando o ciclo.

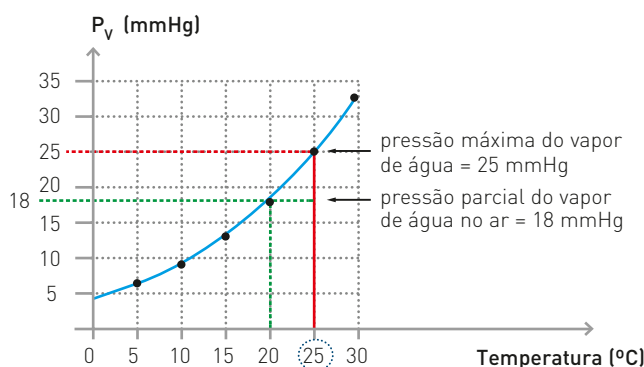


A atmosfera normalmente apresenta certa quantidade de vapor de água (umidade) proveniente do ciclo da água, da queima de combustíveis, do ar expirado. A quantidade de vapor de água existente no ar, expressa em g de H_2O/m^3 de ar, é denominada **Umidade Absoluta do Ar (UAA)**.

Contudo, a maneira mais comum de indicar essa quantidade considera a porcentagem de vapor de água existente no ar em relação à máxima quantidade em que nele pode ser encontrado, na mesma temperatura. Essa forma de indicá-la, denominada **Umidade Relativa do Ar (URA)**, compara a pressão parcial de vapor de água ($P_{V(\text{água})}$) existente no ar com a pressão máxima de vapor (P_V) da água a uma dada temperatura:

$$\left. \begin{array}{l} P_V \longrightarrow 100\% \text{ umidade} \\ P_{V(\text{água})} \longrightarrow \text{URA} \end{array} \right\} \text{URA} = \frac{P_{V(\text{água})}}{P_V} \cdot 100\%$$

Usando o gráfico que mostra os valores da P_V da água entre 0°C e 30°C e supondo que a $P_{V(\text{água})}$ em um dado instante, a 25°C , é de 18 mmHg, temos:



Banco de imagens/Arquivo da editora



A

Aplicando a expressão já vista, podemos determinar a URA.

$$\left. \begin{array}{l} 25 \text{ mmHg} \longrightarrow 100\% \text{ umidade} \\ 18 \text{ mmHg} \longrightarrow \text{URA} \end{array} \right\} \Rightarrow \text{URA} = \frac{18 \text{ mmHg}}{25 \text{ mmHg}} \cdot 100\% = 72\%$$

Se a $P_{V(\text{água})}$ permanecesse constante e a temperatura ambiente diminuísse, a P_V diminuiria e a URA aumentaria. Assim, a 20 °C, a URA seria de 100%, e poderia ultrapassar esse valor a temperaturas inferiores. Nessas condições, o ar estaria supersaturado de vapor de água, o que levaria a uma situação de instabilidade.

Assim, uma parte do vapor de água se condensaria na forma de pequenas gotas: o orvalho.



B

A maior temperatura na qual pode ocorrer a condensação do vapor de água é denominada **ponto de orvalho**.

Se o ponto de orvalho corresponder a uma temperatura menor que a da solidificação da água (0 °C), o vapor de água passa direto para o estado sólido: é o fenômeno da geada.

- /// A. O orvalho é formado na condensação do vapor de água na atmosfera.
B. A geada ocorre quando o vapor de água se solidifica [sublimação].

Reflita

1. Relacione a umidade relativa do ar à secagem de roupas em um varal.
2. A geada queima flores, frutos e folhas das plantações, causando um grande prejuízo econômico. Argumente com seus colegas como esse fenômeno climático influencia no preço dos alimentos.
3. Noel Rosa, consagrado sambista brasileiro, morreu aos 26 anos de idade, vítima de tuberculose. Foi compositor de grandes sucessos, como “Com que roupa?” (1931), “Palpite infeliz” (1935) e “Feitiço da Vila” (1934), os dois últimos sambas gravados como resposta a uma rixa musical entre ele e Wilson Batista.

Cursou Medicina, mas do curso só levou o samba “Coração” (1932):

[...] Coração
Grande órgão propulsor
Transformador do sangue venoso em arterial
Coração
Não és sentimental
Mas entretanto dizem
Que és o cofre da paixão [...]

Essa música ficou conhecida como “samba anatômico”, apesar de trazer algumas imprecisões, como o fato de ser o pulmão que transforma o sangue venoso em arterial, e não o coração, como escrito pelo sambista.

Em 1933, escreveu “O orvalho vem caindo”, cujo trecho da letra foi reproduzido abaixo.

[...] O orvalho vem caindo
Vai molhar o meu chapéu
E também vão sumindo
As estrelas lá no céu [...]

Responda aos itens.

- a) Que é o orvalho? O sambista usou o termo “orvalho” com exatidão em sua música?
- b) Qual a diferença entre o orvalho e a geada?

4. Pesquise na internet, em bibliotecas ou com seu professor de Geografia e descubra qual estado brasileiro possui o maior índice anual de umidade relativa do ar.

Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia

Várias propriedades das soluções são aplicadas em nosso dia a dia. Um exemplo é a adição do etilenoglicol à água usada nos sistemas de refrigeração dos motores de automóveis.



CUIDADO: os anticongelantes automotivos em geral, e o etilenoglicol em especial, são tóxicos.

Joe Belanger/Alamy/Fotoarena



// O superaquecimento é relativamente comum em veículos que não apresentam um eficiente sistema de refrigeração do motor ou não utilizam o etilenoglicol.

Thinkstock/Getty Images



// A adição de etilenoglicol aumenta a temperatura de ebulição da água do radiador.

Clark Brennan/Alamy/Fotoarena



// Em outras situações, como nos países onde o inverno é muito rigoroso, o etilenoglicol tem a propriedade de diminuir a temperatura de solidificação (congelamento) da água no radiador dos automóveis, sendo chamado anticongelante.

Soluções aquosas do etilenoglicol e de outras substâncias têm propriedades diferentes do solvente puro, no caso a água, tais como:

- diminuição da pressão máxima de vapor (tonoscopia);
- elevação da temperatura de ebulição (ebulioscopia);
- diminuição da temperatura de solidificação (crioscopia);
- aumento da pressão osmótica (osmometria).

Essas propriedades são denominadas **propriedades coligativas**.

A intensidade com que essas alterações ocorrem depende unicamente da quantidade de partículas (moléculas ou íons) provenientes do soluto não volátil presente na solução.

Esses fenômenos podem ser explicados pelas interações que ocorrem entre as partículas do soluto e as moléculas do solvente. Essas interações dificultam a passagem do solvente para o estado de vapor, assim como seu congelamento.

Tonoscopia ou tonometria

Por volta de 1886, o químico francês François Marie Raoult (1830-1901) verificou que a pressão de vapor de um solvente, quando em uma solução de um soluto não volátil e não eletrolítico, depende da fração molar do solvente na solução.

Chamando

$P_{\text{solução}}$ = pressão de vapor do solvente na solução

X_{solvente} = fração molar do solvente

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{número de mol do solvente}}{\text{número de mol do soluto} + \text{número de mol do solvente}}$$

essa relação é conhecida por Lei de Raoult e pode ser expressa matematicamente por:

$$P_{\text{solução}} = X_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente puro}}$$

Um exemplo da aplicação da Lei de Raoult pode ser dado considerando-se uma solução formada por 0,10 mol de etilenoglicol, um soluto não eletrolítico e considerado não volátil, quando comparado com a água, e 0,90 mol de água.

Inicialmente, vamos calcular a fração molar do solvente.

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,90}{0,10 + 0,90} = 0,90$$

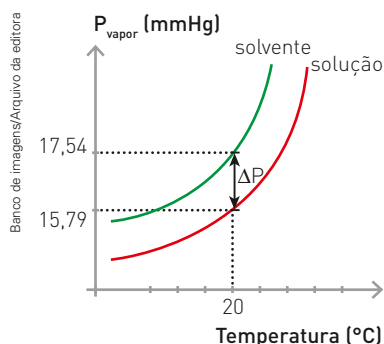
Se essa solução foi preparada a 20 °C, temperatura na qual a pressão de vapor da água pura é 17,54 mmHg, a pressão de vapor da água na solução pode ser calculada por:

$$P_{\text{solução}} = X_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente puro}} \Rightarrow P_{\text{solução}} = 0,90 \cdot 17,54 \Rightarrow P_{\text{solução}} \cong 15,79 \text{ mmHg}$$

Comparando os valores da pressão de vapor do solvente puro (17,54 mmHg) e da pressão de vapor do solvente na solução (15,79 mmHg), podemos perceber que a adição de um soluto não volátil provocou uma diminuição na pressão de vapor do solvente.

Esse efeito coligativo pode ser assim definido:

Tonoscopia ou **tonometria** é o estudo da diminuição da pressão máxima de vapor de um solvente, provocada pela adição de um soluto não volátil.



A diferença entre os valores das pressões de vapor (ΔP) é conhecida por diminuição da pressão máxima de vapor ou efeito tonoscópico, e pode ser calculada pela expressão:

$$\Delta P = P_{\text{solvente puro}} - P_{\text{solução}}$$

No exemplo estudado, temos:

$$\begin{aligned}\Delta P &= 17,54 \text{ mmHg} - 15,79 \text{ mmHg} \\ \Delta P &= 1,75 \text{ mmHg}\end{aligned}$$

Raoult verificou que essas relações não eram válidas para as soluções de substâncias eletrolíticas.

O abaixamento da pressão de vapor em soluções eletrolíticas começou a ser entendido após a publicação da Teoria da dissociação iônica por Arrhenius e, mais recentemente, com a comprovação experimental* de que os efeitos coligativos estão relacionados com o número de mol de soluto dissolvidos em 1 000 g do solvente.

* Essa descoberta experimental pode ser provada termodinamicamente de acordo com Peter Atkins e Loretta Jones (*Princípios de Química*) e Darrell D. Ebbing e Stevan D. Gammon (*General Chemistry*).

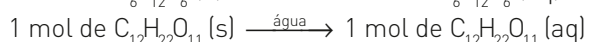
Características do soluto e o número de partículas na solução

O número de partículas do soluto em uma solução depende do fato de o soluto sofrer ou não dissociação ou ionização.

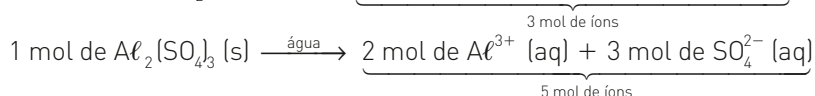
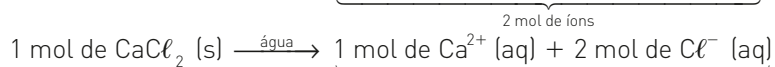
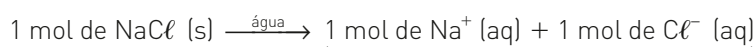
Veja alguns exemplos.

- Solutos como glicose ($C_6H_{12}O_6$), sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), ureia ($CO(NH_2)_2$), etc., quando dissolvidos em água, não originam íons.

Assim:

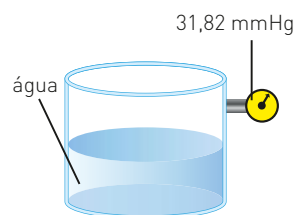


- Solutos como $NaCl$, $CaCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, etc., quando dissolvidos em água, se dissociam, originando íons.

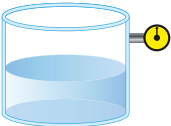
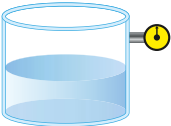
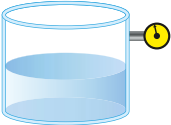
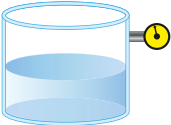
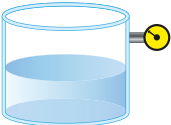


Relação entre pressão de vapor e número de partículas do soluto na solução

Essa relação pode ser constatada através das medidas das pressões máximas de vapor das várias soluções à temperatura constante de 30 °C. A pressão de vapor da água a 30 °C é igual a 31,82 mmHg.



Ilustrações: Luiz Fernando
Rubio/Arquivo da editora

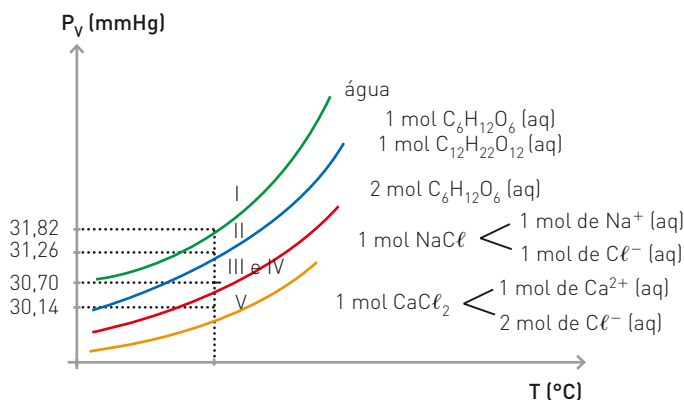
	Composição da solução	Número de partículas do soluto na solução	Pressão de vapor (mmHg)
Solução I	 1 mol de $C_6H_{12}O_6$ 1 000 g de H_2O	1 mol de $C_6H_{12}O_6 (aq)$	31,26
Solução II	 1 mol de $C_{12}H_{22}O_{11}$ 1 000 g de H_2O	1 mol de $C_{12}H_{22}O_{11} (aq)$	31,26
Solução III	 2 mol de $C_6H_{12}O_6$ 1 000 g de H_2O	2 mol de $C_6H_{12}O_6 (aq)$	30,70
Solução IV	 1 mol de $NaCl$ 1 000 g de H_2O	2 mol de íons { 1 mol de $Na^+ (aq)$ 1 mol de $Cl^- (aq)$	30,70
Solução V	 1 mol de $CaCl_2$ 1 000 g de H_2O	3 mol de íons { 1 mol de $Ca^{2+} (aq)$ 2 mol de $Cl^- (aq)$	30,14

Observações

- Quando trabalhamos com soluções aquosas com concentração superior a 0,2 mol/L, para efetuar os cálculos de variação de TE, TF e pressão máxima de vapor, é mais apropriado utilizar a molalidade como tipo de concentração, para obtermos valores mais próximos dos obtidos experimentalmente.
- As descrições matemáticas para as propriedades coligativas são rigorosamente válidas somente para **soluções ideais**, com concentração baixa do soluto, com tamanhos moleculares do soluto e do solvente próximos e com o mesmo tipo de atrações intermoleculares no soluto e no solvente.

Os dados presentes na tabela, obtidos experimentalmente, permitem tirarmos algumas conclusões:

- A adição de solutos não voláteis sempre provoca uma diminuição na pressão máxima de vapor do solvente.
- Uma mesma quantidade de partículas de soluto dissolvidas sempre resulta em um mesmo valor de pressão de vapor, conclusão obtida pelas comparações das soluções I, II, III e IV.
- Quanto maior o número de partículas de soluto dissolvidas na solução, menor será a pressão de vapor, conclusão obtida comparando a solução V com as demais.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Exercício resolvido

(UFC-CE) Dadas as seguintes soluções aquosas:

- $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
 - $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de HCl
 - $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de KNO_3
 - $2 \cdot 10^{-2}$ M de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- qual apresenta a menor pressão máxima de vapor?

- I
- II
- III
- IV
- V

Solução

Inicialmente, devemos classificar as soluções em iônicas ou moleculares:

- soluções moleculares — I e III;
- soluções iônicas — II, IV e V.

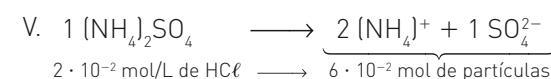
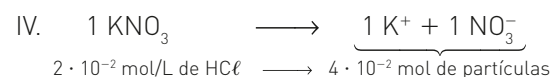
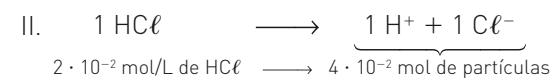
Como já sabemos que, quanto maior o número de partículas do soluto presentes na solução, menor será a P_v , em seguida vamos determinar

o número de mol de partículas do soluto, considerando 1 litro de cada solução.

- soluções moleculares (não há ionização)
 - $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ($2 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas)
 - $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ($2 \cdot 10^{-2}$ mol de partículas)

- soluções iônicas ($\alpha = 100\%$)

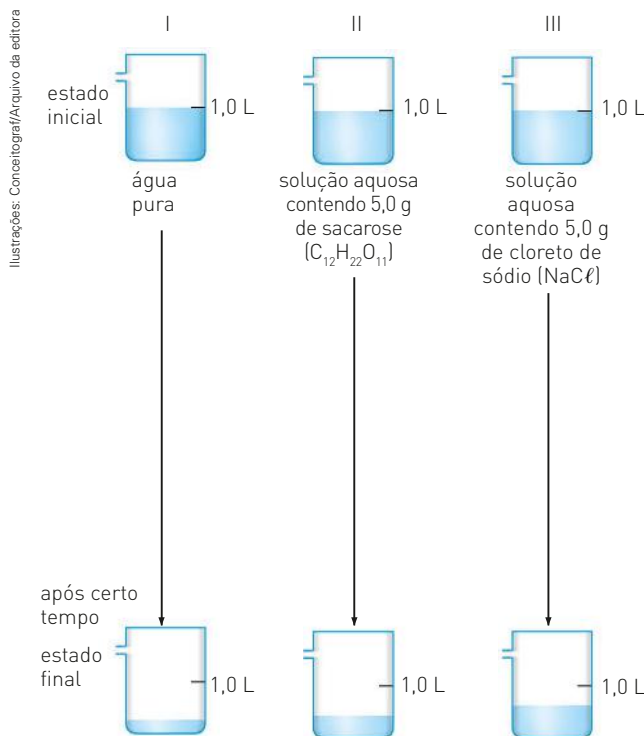
Admitindo-se que o HCl esteja totalmente ionizado:



Podemos observar que a solução V apresenta o maior número de partículas por volume de solução, portanto apresenta a menor pressão de vapor (P_v).

Fundamentando seus conhecimentos

Para estudar a variação da pressão máxima de vapor, foi feito o seguinte experimento.

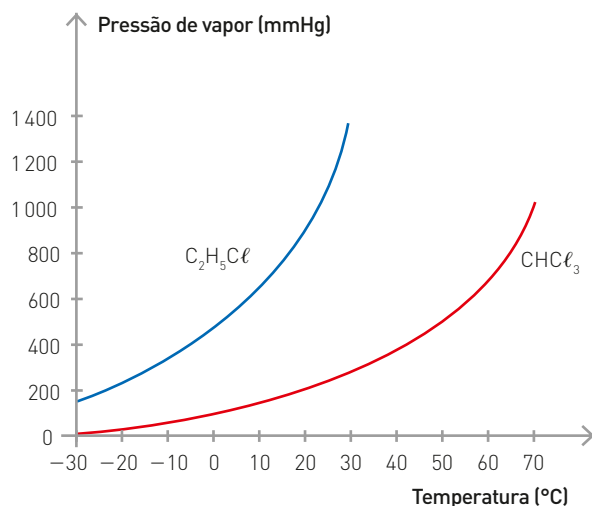


Com base nesse experimento, responda às questões 1 a 9.

1. O que causou a diminuição de volume do conteúdo dos frascos?
2. Em qual dos frascos esse fenômeno ocorreu com maior facilidade?
3. Classifique os solutos em iônicos ou em moleculares.
4. Sem efetuar cálculos numéricos e conhecendo as massas molares dos solutos ($C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $NaCl = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$), explique em qual frasco foi adicionada uma quantidade maior de mol de soluto.
5. Qual dos frascos contém uma solução eletrolítica?
6. Por que a diminuição do volume do frasco que continha somente água foi maior?
7. Por que no frasco com $NaCl$, ocorreu menor diminuição de volume?
8. Coloque em ordem crescente as pressões máximas de vapor da água nos três frascos.
9. Esboce um gráfico que mostre as curvas de pressão máxima de vapor, representando nas abscissas a temperatura ($^{\circ}\text{C}$) e nas ordenadas a pressão máxima de vapor (atm).

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Vunesp-SP) A variação das pressões de vapor do $CHCl_3$ e C_2H_5Cl com a temperatura é mostrada no gráfico ao lado. Considerando a pressão de 1 atmosfera:
 - a) A que temperatura cada substância entrará em ebulição?
 - b) Qual é o efeito da adição de um soluto não volátil sobre a pressão de vapor das substâncias?
2. (PUC-RS) Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor _____, mas maior _____.
 - a) densidade — ponto de ebulição
 - b) condutividade elétrica — densidade
 - ☒ c) pressão de vapor — condutividade elétrica
 - d) concentração de íons — ponto de ebulição
 - e) ponto de congelamento — facilidade de vaporização do solvente



3. (UFRGS-RS) Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas do enunciado abaixo, na ordem em que aparecem.

Uma sopa muito salgada é aquecida numa panela aberta. Nessas condições, a sopa deve entrar em ebulição numa temperatura _____ 100°C . Assim, à medida que a água da sopa evapora, a temperatura da sopa _____

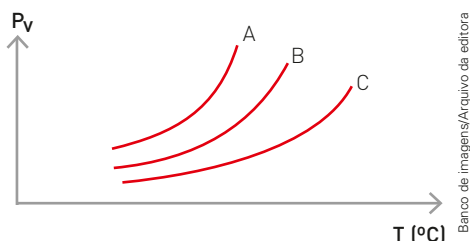
- ☒ a) acima de — aumenta
b) acima de — diminui
c) abaixo de — aumenta
d) igual a — permanece constante
e) igual a — aumenta

4. Considere os seguintes sistemas:

- I. água pura;
II. solução aquosa $0,1 \text{ mol/L}$ de glicose;
III. solução aquosa $0,2 \text{ mol/L}$ de sacarose.

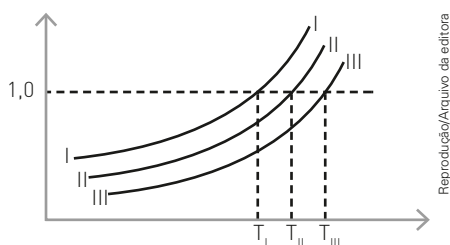
Resolva:

- a) Associe cada um dos sistemas a uma das curvas P_v do gráfico a seguir:



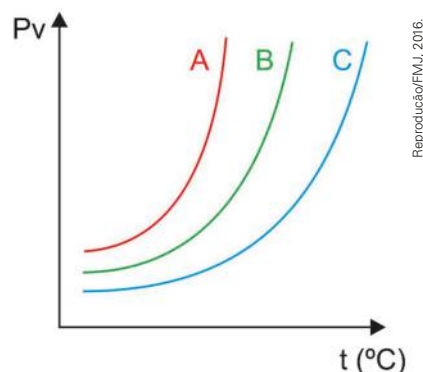
- b) Em uma mesma temperatura, qual dos sistemas apresenta a menor pressão de vapor?
c) Para um mesmo valor de P_v , qual dos sistemas se encontra em uma temperatura maior?
d) A adição de um soluto não volátil aumenta ou diminui a pressão máxima de vapor de um solvente? Justifique.

5. (UFPE) O gráfico abaixo representa a pressão de vapor (eixo das ordenadas), em atm, em função da temperatura (eixo das abscissas), em $^{\circ}\text{C}$, de três amostras, I, II e III. Se uma dessas amostras for de água pura e as outras duas de água salgada, podemos afirmar que:



- a) a amostra I é a amostra de água salgada.
☒ b) a amostra I é a mais volátil.
c) a amostra II é mais concentrada que a amostra III.
d) a amostra I é a menos volátil.
e) na temperatura T_{III} , a 1 atm , a amostra II ainda não entrou em ebulição.

6. (FMJ-SP) Considere os sistemas 1, 2 e 3 numa mesma temperatura e o comportamento de cada um desses sistemas representados no gráfico.



1. Água pura.
2. Solução aquosa $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de glicose.
3. Solução aquosa $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de KCl .

- a) Associe cada um dos sistemas (1, 2 e 3) a cada uma das curvas (A, B e C) e indique qual o sistema mais volátil.
b) A adição de um soluto não volátil aumenta ou diminui a pressão máxima de vapor de um solvente? Justifique sua resposta.

7. (UFRN) Gabriel deveria efetuar experimentos e analisar as variações que ocorrem nas propriedades de um líquido, quando solutos não voláteis são adicionados. Para isso, selecionou as amostras a seguir indicadas.

- Amostra I: água (H_2O) pura.
- Amostra II: solução aquosa $0,5 \text{ mol/L}$ de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
- Amostra III: solução aquosa $1,0 \text{ mol/L}$ de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).
- Amostra IV: solução aquosa $1,0 \text{ mol/L}$ de cloreto de cálcio (CaCl_2).

A amostra que possui maior pressão de vapor é:

- ☒ a) I.
b) II.
c) III.
d) IV.

8. (Udesc) A pressão de vapor de um solvente líquido diminui devido à presença de um soluto não volátil (efeito tonoscópico), afetando a temperatura de fusão (efeito crioscópico) e a temperatura de vaporização do solvente (efeito ebulioscópico). Faz-se uso destes fenômenos, por exemplo, nos anticongelantes utilizados nos radiadores de automóveis e nos sais empregados para fundir gelo em regiões onde há ocorrência de neve. Os líquidos A, B, C e D, listados a seguir, estão a 1 atm e a 25 °C e apresentam, respectivamente, pressões de vapor P_A , P_B , P_C e P_D .

- Líquido A: 100 mL de solução 0,01 mol/L de NaCl em água.
- Líquido B: 100 mL de água.
- Líquido C: 100 mL de solução 0,01 mol/L de glicose em água.
- Líquido D: 50 mL de água.

Assinale a alternativa correta com relação à pressão de vapor dos líquidos A, B, C e D.

- a) $P_D = P_B > P_C > P_A$
 b) $P_A > P_C > P_B > P_D$
 c) $P_A = P_C > P_D > P_B$
 d) $P_D > P_B > P_A = P_C$
 e) $P_D > P_A = P_C > P_B$

Desafiando seus conhecimentos

1. Considere os três manômetros de mercúrio (X, Y e Z) a seguir.

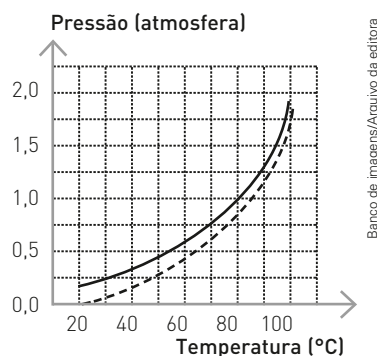


Um deles contém 1,0 mL de água no topo da coluna de mercúrio, o outro contém 1,0 mL de solução aquosa 0,10 mol/L de ureia no topo da coluna de mercúrio, e o terceiro tubo contém 1,0 mL de uma solução aquosa 0,10 mol/L de cloreto de sódio no topo da coluna de mercúrio.

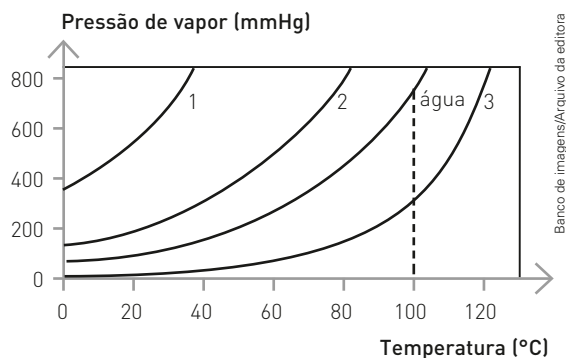
Associe cada manômetro (X, Y e Z) com a água e as duas soluções.

Justifique sua resposta.

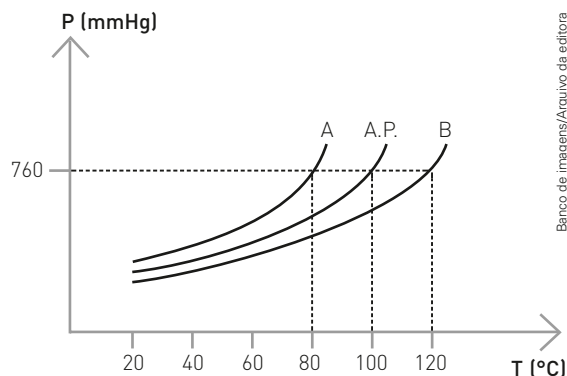
2. (Ufscar-SP) Um líquido puro e a solução de um soluto não volátil neste líquido têm suas pressões de vapor em função da temperatura representadas pelas curvas contidas no gráfico.



- a) Associe as curvas do gráfico (linhas contínua ou tracejada) com o líquido puro e a solução. Justifique.
 b) Determine o ponto de ebulição aproximado (± 1 °C) do líquido puro ao nível do mar. Justifique.
 3. (UFRJ) O gráfico a seguir representa, de forma esquemática, curvas de pressão de vapor em função da temperatura de três líquidos puros — água, etanol, éter dietílico — e de uma solução aquosa de ureia. Identifique as curvas 1, 2 e 3 representadas no gráfico. Justifique a sua resposta.



4. (UFRGS-RS) Considere o gráfico a seguir, que representa as variações das pressões máximas de vapor da água pura (A.P.) e duas amostras líquidas A e B, em função da temperatura.



Pode-se concluir que, em temperaturas iguais:

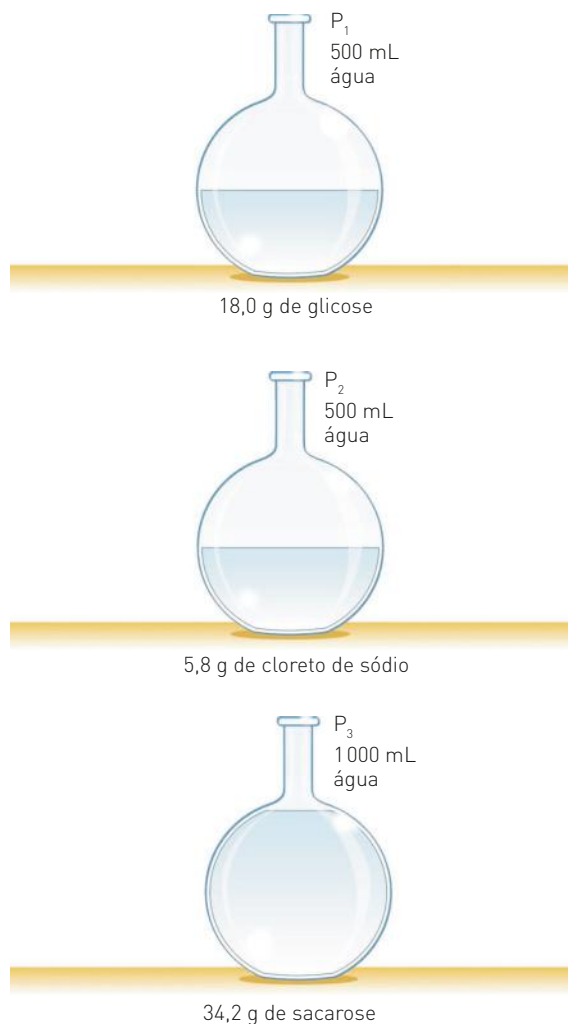
- a) a amostra A constitui-se de um líquido menos volátil que a água pura.
 x b) a amostra B pode ser constituída de uma solução aquosa de cloreto de sódio.
 c) a amostra B constitui-se de um líquido que evapora mais rapidamente que a água pura.
 d) a amostra A pode ser constituída de solução aquosa de sacarose.
 e) as amostras A e B constituem-se de soluções aquosas preparadas com solutos diferentes.
5. (ITA-SP) Considere as seguintes afirmações relativas aos sistemas descritos a seguir, sob pressão de 1 atm:

- I. A pressão de vapor de uma solução aquosa de glicose 0,1 mol/L é menor do que a pressão de vapor de uma solução de cloreto de sódio 0,1 mol/L a 25 °C.
 II. A pressão de vapor do n-pentano é maior do que a pressão de vapor do n-hexano a 25 °C.
 III. A pressão de vapor de substâncias puras como: acetona, éter etílico, etanol e água, todas em ebulição, tem o mesmo valor.
 IV. Quanto maior for a temperatura, maior será a pressão de vapor de uma substância.
 V. Quanto maior for o volume de um líquido, maior será a sua pressão de vapor.

Dessas afirmações, estão corretas:

- a) apenas I, II, III e IV.
 b) apenas I, II e V.
 c) apenas I, IV e V.
 x d) apenas II, III e IV.
 e) apenas III, IV e V.

6. (UFRGS-RS) Considerando as três soluções do desenho, pode-se prever que a relação entre as pressões de vapor das mesmas é:



(Massas molares: glicose, $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; cloreto de sódio, $NaCl = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; sacarose, $C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

- a) $P_1 > P_2 > P_3$.
 b) $P_2 > P_3 > P_1$.
 c) $P_1 > P_3 > P_2$.
 x d) $P_3 > P_1 > P_2$.
 e) $P_2 > P_1 > P_3$.

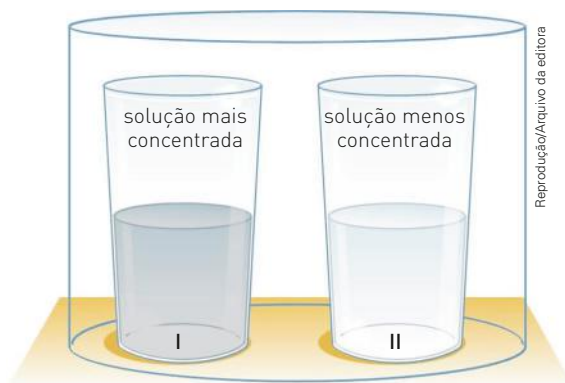
7. (PUC-MG) Sejam dadas as seguintes soluções aquosas:

- X – 0,25 mol/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$);
- Y – 0,25 mol/L de carbonato de sódio (Na_2CO_3);
- Z – 0,50 mol/L de ácido nítrico (HNO_3);
- W – 0,50 mol/L de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Das soluções acima, indique a opção que representa a maior pressão de vapor:

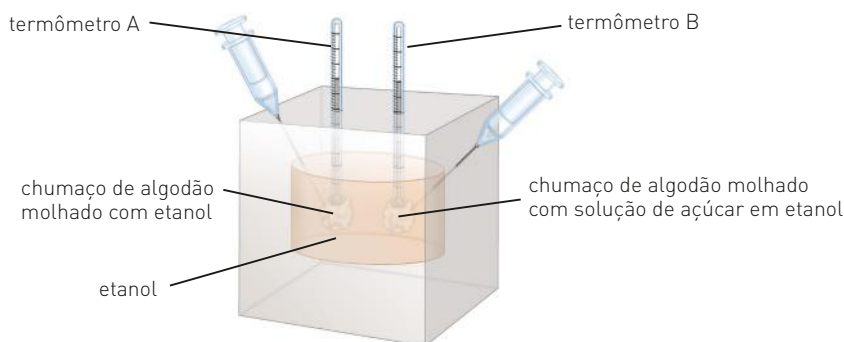
- x a) X.
 b) Y.
 c) Z.
 d) W.

8. (UnB-DF) Um aluno, interessado em estudar as propriedades de soluções, colocou em uma caixa dois copos contendo volumes iguais de soluções aquosas de um mesmo soluto não volátil, fechando-a hermeticamente, conforme ilustra a figura a seguir:



A solução contida no copo I era mais concentrada que a contida no copo II. A temperatura externa à caixa permaneceu constante durante o experimento. Acerca das observações que poderiam ser feitas a respeito desse experimento, julgue verdadeiro (V) ou falso (F) cada um dos itens seguintes:

- a) Após alguns dias, o volume da solução contida no copo I diminuirá.
 - b) As concentrações das soluções nos dois copos não se alterarão com o tempo porque o soluto não é volátil.
 - c) O ar dentro da caixa ficará saturado de vapor-d'água.
 - d) Após alguns dias, as duas soluções ficarão com a mesma pressão de vapor.
9. (UFMG) A figura a seguir mostra dois termômetros – A e B –, cujos bulbos estão dentro de uma caixa fechada e isolada termicamente:



Os bulbos e os chumaços de algodão dos termômetros A e B estão em contato com a atmosfera saturada de vapor de etanol e todo o sistema está a 25 °C. Usando-se as seringas mostradas na figura, molha-se o chumaço de algodão preso no bulbo do termômetro A com etanol puro e, simultaneamente, o chumaço de algodão preso no bulbo do termômetro B com uma solução de açúcar em etanol.

- a) Indique se, no momento em que ambos os chumaços de algodão são molhados pelos respectivos líquidos, à mesma temperatura, a pressão de vapor do etanol no algodão do termômetro A é menor, igual ou maior que a pressão de vapor da solução no algodão do termômetro B. Justifique sua resposta. Depois de os chumaços terem sido molhados com os respectivos líquidos, observa-se um aumento da quantidade de líquido que molha o algodão no termômetro B.
- b) Indique se a temperatura no termômetro B diminui, permanece constante ou aumenta. Justifique sua indicação, comparando a velocidade de evaporação e condensação do solvente sobre o líquido no termômetro B.
- c) Indique se a temperatura do termômetro A, após ser molhado com etanol, diminui, permanece constante ou aumenta.

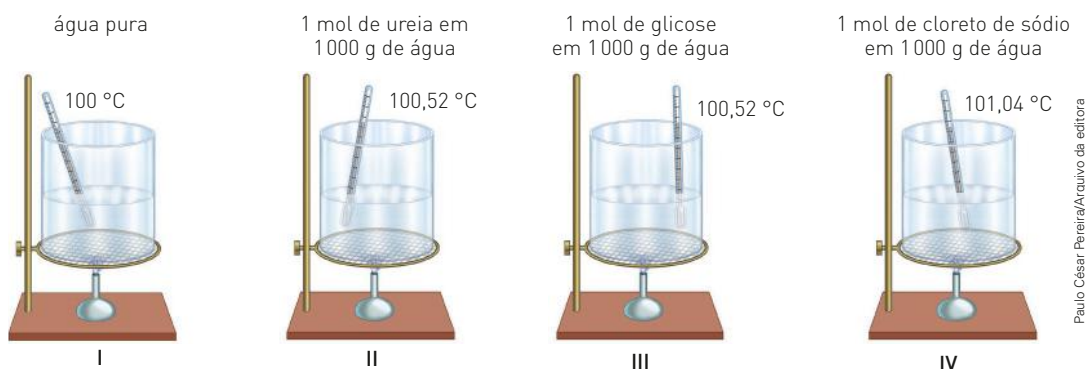
Ebulioscopia e crioscopia

Experimentalmente, verifica-se que, para uma solução de um soluto não volátil, a sua temperatura de ebulição é maior que a do solvente puro e a sua temperatura de congelamento é menor que a do solvente puro.

Inicialmente, vamos estudar a elevação da temperatura de ebulição.

Essa propriedade coligativa, chamada **ebulioscopia** ou **ebuliometria**, pode ser constatada por meio da comparação das temperaturas de ebulição da água e de algumas soluções aquosas de soluto não volátil à pressão de 1,0 atm.

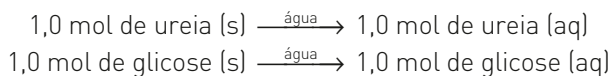
Veja os dados experimentais.



Observe que a adição de 1 mol de ureia ou de 1 mol de glicose provocou uma elevação de 0,52 °C, que pode ser calculada pela expressão:

$$\begin{aligned}\Delta T_E &= T_{E_{\text{solução}}} - T_{E_{\text{solvente puro}}} \\ \Delta T_E &= 100,52\text{ °C} - 100,0\text{ °C} \\ \Delta T_E &= 0,52\text{ °C}\end{aligned}$$

A elevação da temperatura de ebulição das soluções II e III foi a mesma porque ambas apresentam o mesmo número de partículas do soluto dissolvidas.



A elevação da temperatura de ebulição observada na solução IV foi de 1,04 °C.

$$\begin{aligned}\Delta T_E &= T_{E_{\text{solução}}} - T_{E_{\text{solvente puro}}} \\ \Delta T_E &= 101,04\text{ °C} - 100,0\text{ °C} \\ \Delta T_E &= 1,04\text{ °C}\end{aligned}$$

Essa elevação na temperatura de ebulição é o dobro da ocorrida nas soluções II e III, porque nessa solução existe o dobro de partículas do soluto dissolvidas, isso devido à dissociação do cloreto de sódio.



O aumento da temperatura de ebulição (ΔT_E) pode ser justificado pela diminuição da pressão máxima de vapor, que é devida à presença das partículas do soluto. Para que ocorra a ebulição da solução, é necessário que esta seja aquecida até que sua pressão de vapor se iguale à pressão atmosférica em seu sistema aberto.

Ebulioscopia ou **ebuliometria**: estudo da elevação da temperatura de ebulição do solvente em uma solução.

O abaixamento da temperatura de congelamento de uma solução contendo um soluto não volátil pode ser percebido por um experimento bastante simples, mostrado ao lado.

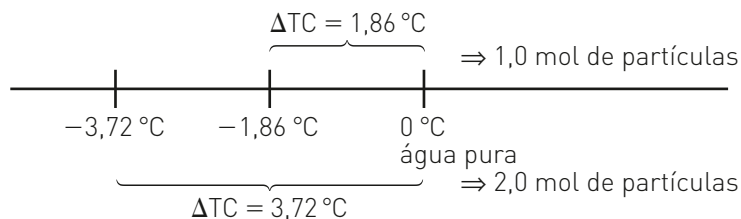
Essa propriedade coligativa, chamada **crioscopia** ou **criometria**, pode ser constatada por meio da comparação das temperaturas de congelamento da água pura e de algumas soluções aquosas de solutos não voláteis.

Os dados mostrados a seguir foram obtidos à pressão de 1,0 atm, submetendo os sistemas a um resfriamento.

	Solvente	Soluções aquosas		
	água	1 mol de ureia em 1000 g de água	1 mol de glicose em 1000 g de água	1 mol de cloreto de sódio em 1000 g de água
Nº de partículas de soluto presentes na solução	—	1 mol de ureia (aq)	1 mol de glicose (aq)	2 mol de íons $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Na}^+ \text{ (aq)} \\ 1 \text{ mol de Cl}^- \text{ (aq)} \end{array} \right.$
Temperatura de congelamento (TC)	0 °C	-1,86 °C	-1,86 °C	-3,72 °C

Note que a presença de 1,0 mol de partículas do soluto na solução provoca um abaixamento de 1,86 °C na temperatura de congelamento da água, ao passo que a presença de 2,0 mol de partículas de soluto na solução provoca o dobro do abaixamento, ou seja, 3,72 °C.

Esquemáticamente, temos:



Qualitativamente, o abaixamento na temperatura de congelamento pode ser explicado pelo fato de que o congelamento envolve a passagem do estado líquido (desorganizado) para o estado sólido (organizado). Para que isso aconteça, é necessário que a energia seja retirada do sistema. Como a solução é um sistema mais desorganizado que o solvente puro, é necessária a retirada de maior quantidade de energia, o que provoca maior diminuição na temperatura de congelamento.

Crioscopia ou **criometria**: estudo da diminuição da temperatura de congelamento de um solvente em uma solução.

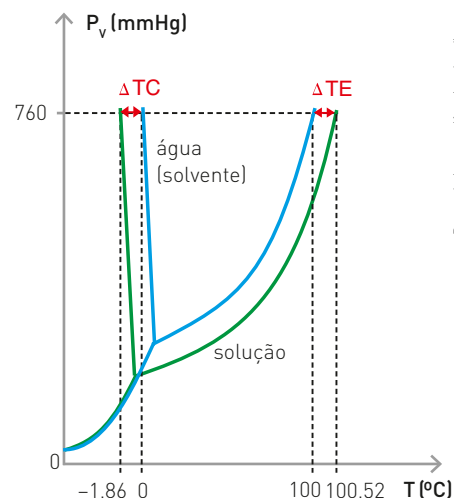
Esses dois efeitos coligativos — ebulioscópico e crioscópico — podem ser visualizados no gráfico ao lado, que mostra as temperaturas de fusão e de ebulição, ao nível do mar, da água pura e de uma solução aquosa contendo 1 mol de ureia em 1000 g de água.

Observando o gráfico, podemos concluir que a temperatura de fusão (congelamento) da solução é igual a -1,86 °C e que sua temperatura de ebulição é de 100,52 °C.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Dois potes — um com água (à esquerda) e outro com uma mistura de água com soluto não volátil (um anticongelante automotivo) — foram mantidos durante certo tempo dentro de um congelador, à mesma temperatura. A presença de um soluto não volátil impediu o congelamento da água no pote à direita.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Tanto a temperatura de ebulição como a temperatura de congelamento de uma solução correspondem à temperatura na qual se inicia o processo.

Na ebulição, a temperatura não se mantém constante porque, devido ao aquecimento, o solvente evapora, acarretando um aumento na concentração da solução e consequentemente um aumento na sua temperatura de ebulição.

Nos processos de congelamento de uma solução, ocorre somente o congelamento do solvente, que então se separa da solução. Assim, a solução resultante fica mais concentrada, o que torna necessário um abaixamento maior da temperatura para que o congelamento continue ocorrendo.

// Em países onde no inverno a neve é frequente, o cloreto de cálcio e o cloreto de sódio são espalhados nas rodovias para abaixar o ponto de congelamento da água, dificultando a formação de gelo.



Directphoto.org/Alamy/fotografia

Para que ocorra a elevação na temperatura de ebulição de uma solução, é necessário que o soluto seja não volátil. Essa restrição não se aplica ao abaixamento do ponto de congelamento: solutos voláteis podem provocar uma diminuição da temperatura de congelamento. Como exemplo, podemos citar a adição de metanol, um líquido volátil ($T_E = 65^\circ\text{C}$ a 1 atm), à gasolina em países onde no inverno a temperatura é muito baixa.

// Na formação dos *icebergs*, a partir da água do mar, ocorre o congelamento somente da água. *Icebergs* são constituídos de água pura sólida, e, quando se formam, a concentração dos sais da água do mar ao seu redor aumenta. A água do mar permanece líquida mesmo abaixo de 0°C .

Resumindo, podemos concluir que:

Quanto maior o número de partículas (n° de mol) do soluto não volátil na solução, temos:

- maior elevação da temperatura de ebulição do solvente (maior ΔT_E);
- maior abaixamento da temperatura de congelamento do solvente (maior ΔT_C).

Blickwinke/Alamy/fotografia



Rã dos bosques

A rã dos bosques (*Rana sylvatica*) consegue sobreviver nos invernos frios, parcialmente congelada. Nesse estado, suas atividades fisiológicas são extremamente pequenas, entrando em um estado de hibernação. Para sobreviver em condições de temperaturas muito baixas, ela produz e libera no sangue, e no interior das células, quantidades de glicose.

Quando a temperatura ambiente cai abaixo do ponto de congelamento, os fluidos extracelulares, como os da cavidade abdominal, congelam. Porém, os fluidos intracelulares e o sangue não congelam, permanecendo líquidos devido à elevada concentração de glicose, que provoca um abaixamento da temperatura de congelamento. A glicose age como um anticongelante. Podemos dizer que essa rã se mantém viva, no inverno, devido a um efeito crioscópico.

TRQ, Nivaldo J. *Introductory Chemistry*. 3. ed. New Jersey: Pearson/Prentice Hall, 2008.

(Traduzido pelos autores.)

W. Perry Conway/Corbis/Getty Images



// O congelamento do fluido extracelular retira água das células e do sangue, o que provoca um aumento da concentração dos fluidos internos.

Reflita

1. Qual das alternativas abaixo melhor caracteriza as rãs?
 - a) São animais de sangue quente e pertencem à classe dos répteis.
 - ☒ b) São anfíbios ectotérmicos.
 - c) São animais de sangue frio, da mesma classe dos peixes.
 - d) São répteis homeotérmicos.
 - e) As rãs, os peixes e os répteis são todos animais com pele úmida, capaz de absorver uma grande quantidade de oxigênio.
2. O que se pode falar sobre a concentração dos fluidos extracelulares em relação à concentração do sangue?
3. O que acontece com a pressão de vapor da água presente no sangue depois de receber glicose? Justifique.
4. As rãs, como os sapos e as pererecas, pertencem à ordem dos anuros, uma das que compõem a classe dos anfíbios. Segundo o relatório de 2009 da União Internacional para a Conservação da Natureza e dos Recursos Naturais, os anfíbios são os animais que sofrem maior risco de extinção. Das 47,6 mil espécies analisadas por essa entidade, 18 mil podem ser extintas. Pesquise os fatores que tornam esses animais tão vulneráveis. Pesquise também dados sobre espécies brasileiras sob ameaça de extinção.

Exercício resolvido

Uma solução 0,5 mol de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 1000 g de água a 1 atm ferve a $100,26^\circ C$ e congela a $-0,93^\circ C$. Determine a TE e a TF das soluções aquosas 0,5 mol de NaCl em 1000 g de água e 0,5 mol de $Al_2(SO_4)_3$ em 1000 g de água a 1 atm.

Solução

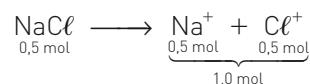
Analisando os dados, temos:

	Nº de mol de partículas do soluto (kg de água)	TE ($^\circ C$)	ΔTE ($^\circ C$)	TF ($^\circ C$)	ΔTC ($^\circ C$)
água	—	100	—	0	—
glicose	0,5	100,26	0,26	-0,93	0,93

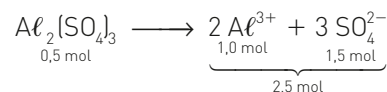
Podemos perceber que 0,5 mol de partícula provoca:

$$\Delta TE = 0,26^\circ C \text{ e } \Delta TC = 0,93^\circ C$$

No NaCl temos:



No $Al_2(SO_4)_3$ temos:



Assim, concluímos que:

	Nº de mol de partículas do soluto (kg de água)	TE ($^\circ C$)	ΔTE ($^\circ C$)	TF ($^\circ C$)	ΔTC ($^\circ C$)
NaCl	1,0	100,52	0,52	-1,86	1,86
$Al_2(SO_4)_3$	2,5	101,30	1,30	-4,65	4,65

Fundamentando seus conhecimentos

Considere as seguintes informações:

Compostos moleculares

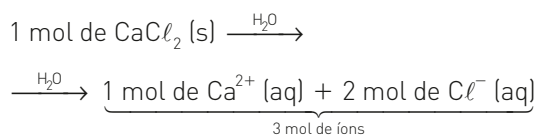
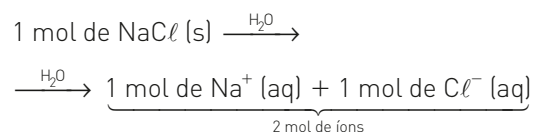
- Os únicos compostos moleculares que se ionizam em água são os ácidos e a amônia.
- Os demais compostos moleculares não se ionizam em água, isto é, não originam íons. Por exemplo: sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$); glicose ($C_6H_{12}O_6$); ureia [$CO(NH_2)_2$], etc.



Compostos iônicos

Os compostos iônicos solúveis em água sofrem dissociação, originando íons livres.

Por exemplo:



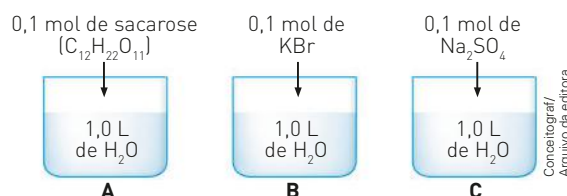
Efeitos coligativos

Esses efeitos dependem da quantidade de partículas do soluto não volátil presentes na solução.

Assim, quanto maior for o número de partículas, teremos:

- menor pressão máxima de vapor;
- maior temperatura de ebulição;
- menor temperatura de congelamento.

Agora, responda às questões 1 a 5 sobre as seguintes soluções:



- Em qual(is) solução(ões) há íons provenientes do soluto?

- Indique o número total de mol de partículas presente em cada solução.
- Indique a solução que apresenta a menor pressão máxima de vapor. Justifique sua resposta.

- Coloque as soluções em ordem crescente de temperatura de início de ebulição.
- Coloque as soluções em ordem crescente da temperatura de início de congelamento.

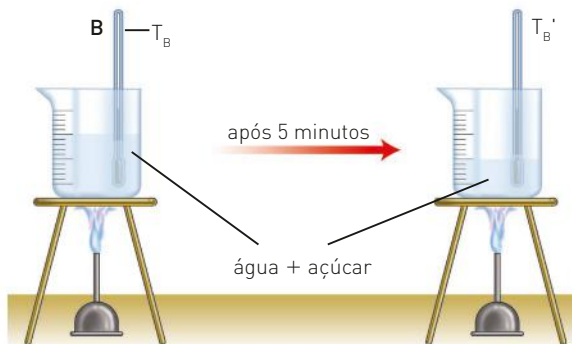
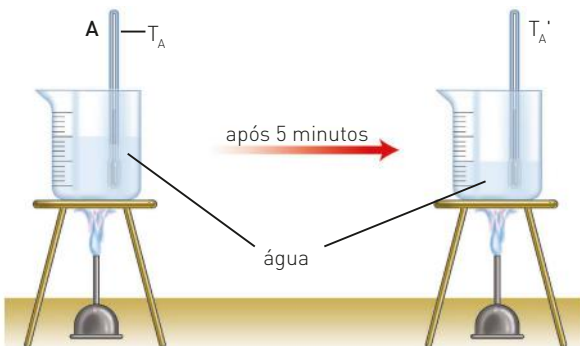
Desenvolvendo seus conhecimentos

- O banho-maria é uma técnica de cozimento em que se fornece calor de modo indireto ao alimento, como caldas, pudim ou bebidas. Quando um pudim é cozido em banho-maria, em um conjunto semelhante ao mostrado na imagem, podemos afirmar que:



- só a massa do pudim entra em ebulição.
- só a massa do pudim e a água do banho-maria entram em ebulição.
- só o banho-maria entra em ebulição.
- só o banho-maria entra em ebulição a uma temperatura menor que a da água pura.
- a massa do pudim entra em ebulição a uma temperatura menor que a da água pura.

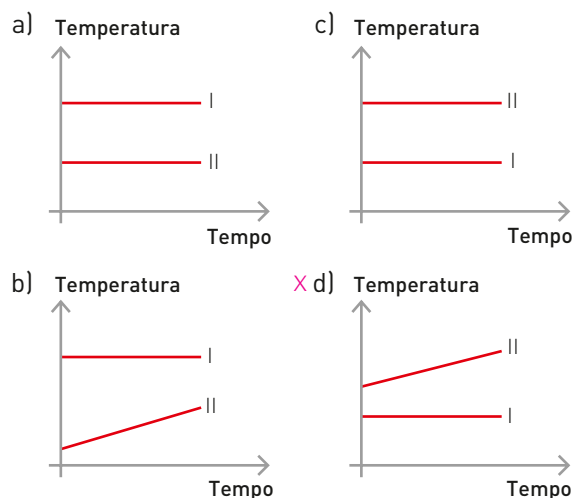
- (Cefet-MG) As figuras a seguir representam dois sistemas A e B em aquecimento. Após iniciar a ebulição, um termômetro foi introduzido em cada recipiente e, depois de medidas, as temperaturas foram registradas como T_A e T_B . Continuando o aquecimento, as temperaturas foram medidas novamente como T'_A e T'_B .



Em relação aos sistemas observados, é *correto* afirmar que:

- $T_A = T'_A$ e $T_B < T'_B$.
- $T_A = T'_A$ e $T_B = T'_B$.
- $T_A > T'_A$ e $T_B = T'_B$.
- $T_A < T'_A$ e $T_B > T'_B$.

- (UFMG) Dois recipientes abertos contêm: um, água pura (I) e, o outro, água salgada (II). Esses dois líquidos são aquecidos até a ebulição e, a partir desse momento, mede-se a temperatura do vapor desprendido. Considerando essas informações, indique a alternativa cujo gráfico melhor representa o comportamento da temperatura em função do tempo durante a ebulição.



4. (UEL-PR) A adição de um soluto não volátil a um solvente dificulta sua ebulição e seu congelamento. Isto pode ser útil na prática quando, por exemplo, se pretende cozinhar um ovo mais rápido ou então quando é necessário evitar o congelamento da água do radiador de carros em países muito frios. Considere as duas soluções aquosas de NaCl, conforme o quadro, e analise as afirmativas a seguir.

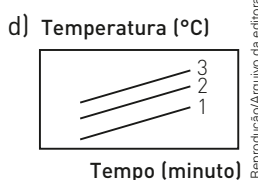
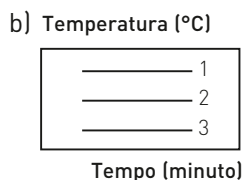
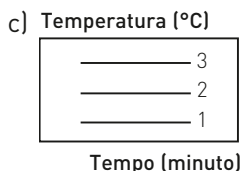
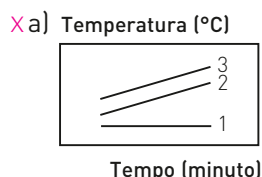
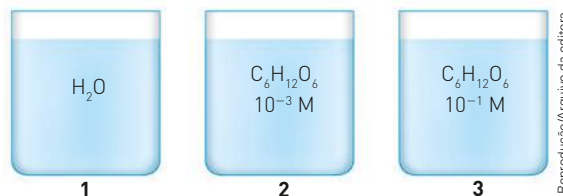
Solução	Massa de soluto (g)	Volume de água
A	117	1,0
B	234	1,0

- A solução B tem pressão de vapor menor que a da solução A, na mesma temperatura.
- As soluções A e B apresentam pontos de ebulição menores que o da água pura.
- Independentemente da quantidade de soluto, as duas soluções apresentam o mesmo ponto de ebulição.
- A solução B entra em ebulição a uma temperatura mais alta que a solução A.

Estão corretas apenas as afirmativas:

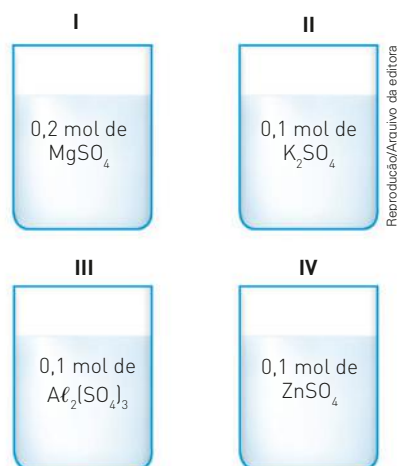
- a) I e IV. c) II e III. e) I, III e IV.
 b) II e IV. d) I, II e III.

5. (UFRN) Considere três recipientes abertos, contendo líquido em ebulição contínua. Em (1), tem-se água pura; em (2), uma solução aquosa de glicose 10^{-3} mol/L; em (3), uma outra solução aquosa de glicose 10^{-1} mol/L, conforme ilustrado a seguir. Indique a opção cujo gráfico representa a variação das temperaturas dos líquidos anteriores em função do tempo.



6. (Vunesp-SP) A solução aquosa que apresenta menor ponto de congelação é a de:
- CaBr₂ de concentração 0,10 mol/L.
 - KBr de concentração 0,20 mol/L.
 - Na₂SO₄ de concentração 0,10 mol/L.
 - glicose (C₆H₁₂O₆) de concentração 0,50 mol/L.
 - HNO₃ de concentração 0,30 mol/L.

7. (UFRJ) Certas propriedades físicas de um solvente, tais como temperatura de ebulição e de solidificação, são alteradas quando nele dissolvemos um soluto não volátil. Para verificar esse fato, quatro sais distintos foram dissolvidos em frascos contendo a mesma quantidade de água, como indica o esquema a seguir:



- Coloque as soluções I, II, III e IV em ordem crescente de abaixamento da temperatura de solidificação que ocorre devido à adição do soluto.
- sabendo que o volume final da solução do frasco II é de 3 litros, calcule a concentração de K₂SO₄, em g/L.
(Dado: K₂SO₄ = 174 g/mol)

8. (UPE/SSA) Dia de churrasco! Carnes já temperadas, churrasqueira acesa, cervejas e refrigerantes no freezer. Quando a primeira cerveja é aberta, está quente! Sem desespero, podemos salvar a festa. Basta fazer a mistura frigorífica. É simples: colocar gelo em um isopor, com dois litros de água, meio quilo de sal e 300 mL de etanol (46° GL). Em três minutos, as bebidas (em lata) já estarão geladinhas e prontas para o consumo. Basta se lembrar de lavar a latinha antes de abrir e consumir. Ninguém vai querer beber uma cervejinha ou um refrigerante com gosto de sal, não é?



Reprodução/UPE-SSA, 2017.

Sobre a mistura frigorífica, são feitas as seguintes afirmações:

- I. O papel da água é aumentar a superfície de contato da mistura, fazendo todas as latinhas estarem imersas no mesmo meio.
- II. O sal é considerado um soluto não volátil, que, quando colocado em água, abaixa o ponto de fusão do líquido. Esse efeito é denominado crioscopia.
- III. Ocorre uma reação química entre o sal e o álcool, formando um sal orgânico. O processo é endotérmico, portanto o sistema se torna mais frio.
- IV. O sal pode ser substituído por areia, fazendo a temperatura atingida pela mistura se tornar ainda mais baixa.
- V. Na ausência de álcool, outro líquido volátil, por exemplo, a acetona, pode ser utilizado.

Estão corretas:

- a) I, II e III. c) II, III e V. e) III, IV e V.
 x b) I, II e V. d) I, II e IV.

9. (Fuvest-SP) A adição de um soluto à água altera a temperatura de ebulição desse solvente. Para quantificar essa variação em função da concentração e da natureza do soluto, foram feitos experimentos, cujos resultados são apresentados abaixo. Analisando a tabela, observa-se que a variação de temperatura de ebulição é função da concentração de moléculas ou íons de soluto dispersos na solução.

Volume de água (L)	Soluto	Quantidade de matéria de soluto (mol)	Temperatura de ebulição (°C)
1	—	—	100,00
1	NaCl	0,5	100,50
1	NaCl	1,0	101,00
1	sacarose	0,5	100,25
1	CaCl ₂	0,5	100,75

Dois novos experimentos foram realizados, adicionando-se 1,0 mol de Na₂SO₄ a 1 L de água (experimento A) e 1,0 mol de glicose a 0,5 L de água (experimento B). Considere que os resultados desses novos experimentos tenham sido consistentes com os experimentos descritos na tabela. Assim sendo, as temperaturas de ebulição da água, em °C, nas soluções dos experimentos A e B, foram, respectivamente, de:

- a) 100,25 e 100,25. x d) 101,50 e 101,00.
 b) 100,75 e 100,25. e) 101,50 e 100,50.
 c) 100,75 e 100,50.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFPR) Considere dois procedimentos distintos no cozimento de feijão. No procedimento A, foi usada uma panela de pressão contendo água e feijão, e no procedimento B foi usada uma panela de pressão contendo água, feijão e sal de cozinha.

Com relação a esses procedimentos, é correto afirmar:

- a) o cozimento será mais rápido no procedimento A, devido ao aumento do ponto de ebulição da solução B.

- x b) o cozimento será mais rápido no procedimento B, devido ao aumento do ponto de ebulição da solução B.
 c) o cozimento será mais rápido no procedimento A, devido à sublimação sofrida pelo sal de cozinha.
 d) o cozimento será mais rápido no procedimento B, devido à sublimação sofrida pelo sal de cozinha.
 e) o tempo de cozimento será o mesmo nos procedimentos A e B.

2. (Uerj) O mar Morto apresenta uma concentração salina de 280 g/L, enquanto nos demais mares e oceanos essa concentração é de 35 g/L. Considere as três amostras a seguir, admitindo que as soluções salinas apresentadas contenham os mesmos constituintes:

- amostra A: água pura;
- amostra B: solução salina de concentração idêntica à do mar Morto;
- amostra C: solução salina de concentração idêntica à dos demais mares e oceanos.

Indique a amostra que apresenta a maior temperatura de ebulição, justificando sua resposta. Em seguida, calcule o volume da amostra B a ser adicionado a 7 L da amostra A para formar uma nova solução salina que apresente a mesma concentração da amostra C.

3. (Cefet-MG) O Mar Morto corresponde a uma grande extensão de águas localizadas entre Israel e a Jordânia e apresenta alto teor salino, em torno de 300 g de sal por litro de água, inviabilizando a vida marinha. Essa característica é responsável pelo fato de suas propriedades serem distintas daquelas pertencentes à água pura, como, por exemplo:

- a) maior pressão de vapor.
- b) menor pressão osmótica.
- c) maior temperatura de fusão.
- d) menor condutibilidade elétrica.

X e) maior temperatura de ebulição.

4. (Unicamp-SP) O etilenoglicol é uma substância muito solúvel em água, largamente utilizado como aditivo em radiadores de motores de automóveis, tanto em países frios como em países quentes.

Considerando a função principal de um radiador, pode-se inferir corretamente que:

- a) a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol deve começar a uma temperatura mais elevada que a da água pura e sua ebulição, a uma temperatura mais baixa que a da água pura.
- X b) a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol deve começar a uma temperatura mais baixa que a da água pura e sua ebulição, a uma temperatura mais elevada que a da água pura.

c) tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulição devem começar em temperaturas mais baixas que as da água pura.

d) tanto a solidificação de uma solução aquosa de etilenoglicol quanto a sua ebulição devem começar em temperaturas mais altas que as da água pura.

5. (UPM-SP) Ao investigar as propriedades coligativas das soluções, um estudante promoveu o congelamento e a ebulição de três soluções aquosas de solutos não voláteis (A, B e C), ao nível do mar. O resultado obtido foi registrado na tabela abaixo.

Solução	Ponto de congelamento (°C)	Ponto de ebulição (°C)
A	-1,5	101,5
B	-3,0	103,0
C	-4,5	104,0

Após a análise dos resultados obtidos, o estudante fez as seguintes afirmações:

- I. a solução A é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta maior concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- II. a solução B é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor pressão de vapor.
- III. a solução C é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor volatilidade.

De acordo com os dados fornecidos e com seus conhecimentos, pode-se dizer que apenas:

- a) a afirmação I está correta.
- b) a afirmação II está correta.
- X c) a afirmação III está correta.
- d) as afirmações I e II estão corretas.
- e) as afirmações II e III estão corretas.

6. (UEMG) Ebulioscopia é a propriedade coligativa, relacionada ao aumento da temperatura de ebulição de um líquido, quando se acrescenta a ele um soluto não volátil.

Considere as três soluções aquosas a seguir:

- Solução A = NaCl 0,1 mol/L
- Solução B = sacarose 0,1 mol/L
- Solução C = CaCl_2 0,1 mol/L

As soluções foram colocadas em ordem crescente de temperatura de ebulição em:

- a) C, A, B.
- ☒ b) B, A, C.
- c) A, B, C.
- d) C, B, A.

7. (Uerj) Um processo industrial é realizado com o emprego de uma solução aquosa. Quanto maior a temperatura de ebulição da solução empregada, maior a eficiência do processo.

Admita que uma empresa disponha de duas soluções aquosas, uma de fluoreto de potássio e outra de metanal (CH_2O), ambas na concentração de $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Identifique a solução disponível mais eficiente, a ser utilizada, justificando sua resposta. Em seguida, apresente a fórmula estrutural plana do metanal e nomeie sua geometria molecular.

8. (PUC-RS) Para responder à questão, analise o texto e as afirmativas que seguem.

Uma forma de gelar bebidas rapidamente consiste em preparar um recipiente com gelo e água e adicionar sal grosso ou álcool. A mistura assim produzida é denominada mistura refrigerante, pois atinge temperaturas abaixo de 0°C e proporciona um excelente meio de gelar as latas e garrafas colocadas dentro dele.

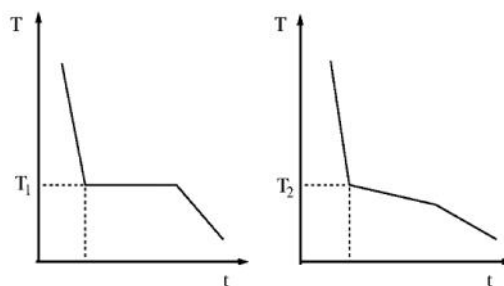
Sobre esse processo, afirma-se:

- I. Uma mistura de gelo, água e açúcar pode ser usada como mistura refrigerante.
- II. A temperatura de congelamento de uma mistura de gelo, água e areia é de cerca de 0°C .
- III. Uma mistura de gelo, água e álcool tem duas fases e três componentes.
- IV. A adição de sal grosso ao gelo com água proporciona temperaturas mais baixas do que a adição de sal fino na mesma quantidade.

De acordo com as informações acima, são corretas apenas as afirmativas

- ☒ a) I e II.
- b) I e III.
- c) II e III.
- d) II e IV.
- e) III e IV.

9. (UFRGS-RS) As figuras a seguir representam a variação da temperatura, em função do tempo, no resfriamento de água líquida e de uma solução aquosa de sal.



Reprodução/ UFRGS, 2017

Considere as seguintes afirmações a respeito das figuras.

- I. A curva da direita representa o sistema de água e sal.
 - II. $T_1 = T_2$
 - III. T_2 é inferior a 0°C
- Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- ☒ b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas I e III.
- e) I, II e III.

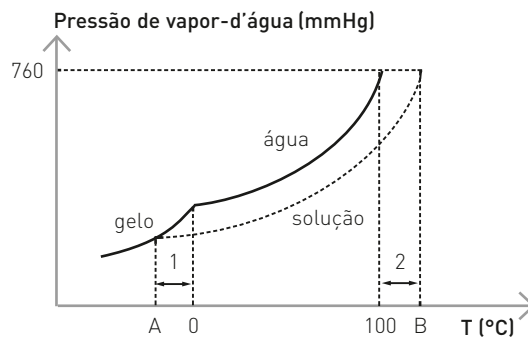
10. (PUC-MG) Analise as soluções aquosas a seguir.

- I. solução de sulfato de cobre (CuSO_4) $0,2 \text{ mol/L}$.
- II. solução de cloreto de bário (BaCl_2) $0,1 \text{ mol/L}$.
- III. solução de sulfato de sódio (Na_2SO_4) $0,05 \text{ mol/L}$.
- IV. solução de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) $0,1 \text{ mol/L}$.

Assinale a afirmativa incorreta, considerando que as espécies iônicas estão 100% ionizadas.

- ☒ a) O ponto de congelação da solução II é o mais baixo de todas as soluções dadas.
- b) A pressão de vapor da solução III é mais alta que a pressão de vapor da solução I.
- c) O ponto de ebulição da solução IV é o mais baixo de todas as soluções dadas.
- d) A solução III tem ponto de congelação mais baixo do que o ponto de congelação da solução IV.

11. (UFG-GO) Observe o gráfico a seguir.



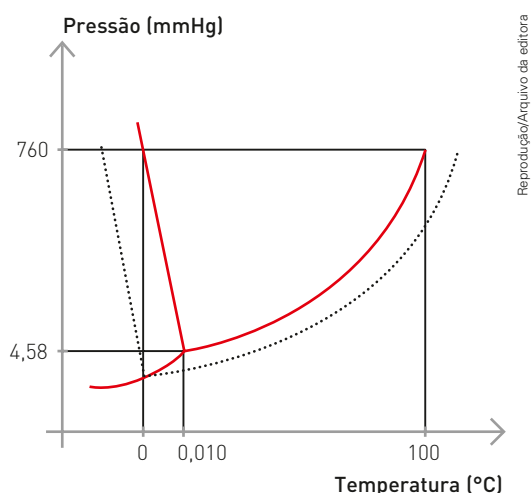
Reprodução/Arquivo da editora

- (1) abaixamento do ponto de congelamento
- (2) elevação do ponto de ebulição

Com relação às propriedades químicas indicadas nesta figura, identifique os itens corretos:

- ☒ I. O abaixamento da pressão de vapor bem como a elevação do ponto de ebulição são propriedades coligativas.
- II. Um soluto não volátil aumenta o ponto de congelamento de um solvente.
- ☒ III. soluções aquosas congelam abaixo de 0 °C e fervem acima de 100 °C.
- ☒ IV. O abaixamento da pressão de vapor, em soluções diluídas, é diretamente proporcional à concentração do soluto.
- ☒ V. A elevação do ponto de ebulição é uma consequência direta do abaixamento da pressão de vapor do solvente pelo soluto.
- VI. soluções aquosas concentradas evaporam mais lentamente do que a água pura.

12. (UFRGS-RS) O gráfico a seguir representa os diagramas de fases da água pura e de uma solução aquosa de soluto não volátil.



Considere as seguintes afirmações a respeito do gráfico.

- I. As curvas tracejadas referem-se ao comportamento observado para a solução aquosa.
- II. Para uma dada temperatura, a pressão de vapor do líquido puro é maior que a da solução aquosa.
- III. A temperatura de congelação da solução é menor que a do líquido puro.
- IV. A 0,010 °C e 4,58 mmHg, o gelo, a água líquida e o vapor-d'água podem coexistir.
- V. A temperatura de congelação da solução aquosa é de 0 °C.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I e II.
- b) Apenas I, IV e V.
- c) Apenas II, III e V.
- ☒ d) Apenas I, II, III e IV.
- e) Apenas II, III, IV e V.

13. (UFSC)

Em 22 de julho de 2013, a presença de uma massa de ar polar na Região Sul do Brasil abai-
xou a temperatura, provocando geadas e neve
nas regiões tradicionalmente mais frias. O regis-
tro de neve mais surpreendente foi no Morro do
Cambirela, em Palhoça, na Grande Florianópolis.
Algumas rodovias de Santa Catarina ficaram
cobertas de neve e a Polícia Militar Rodoviária
realizou a Operação Neve na Pista 2013, na qual
uma equipe monitorava as estradas e, nos tre-
chos mais críticos da serra catarinense, deposi-
tou sal (cloreto de sódio) para evitar a formação
de gelo.

Disponível em: <<http://g1.globo.com/sc/santa-catarina/noticia/2013/07/devido-ao-frio-intenso-pmr-realiza-operacao-neve-na-pista-2013.html>> [Adaptado]
Acesso em: 14 ago. 2013.

Assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

- ☒ 01) No ponto de solidificação de um líquido puro, a pressão de vapor na fase líquida é maior que a pressão de vapor na fase sólida.
- ☒ 02) A propriedade coligativa que estuda o abaixa-
mento do ponto de solidificação do solvente
causado pela adição de um soluto não volátil
é a crioscopia.
- ☒ 04) O abaixamento da temperatura de solidifica-
ção é menor em uma solução 1 mol/L de
cloreto de sódio (NaCl) do que em uma so-
lução 0,5 mol/L de cloreto de cálcio (CaCl₂).
- ☒ 08) A adição de cloreto de sódio sobre a neve di-
minui a pressão de vapor da fase líquida.
- ☒ 16) Uma solução 1 mol/L de glicose (C₆H₁₂O₆) con-
gela em temperatura mais alta que uma so-
lução 1 mol/L de cloreto de sódio (NaCl).
- ☒ 32) As propriedades coligativas dependem do nú-
mero de partículas de um soluto não volátil
dissolvido em um solvente.
- ☒ 64) O cloreto de sódio aumenta a temperatura de
solidificação da água, acelerando o processo
de degelo da neve.

Aspectos quantitativos das propriedades coligativas

Tonoscopia

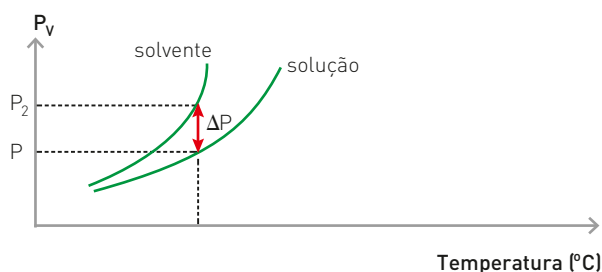
No século XIX, vários cientistas verificaram que a adição de um soluto não volátil a um dado solvente provocava diminuição da pressão máxima de vapor. Essa variação (ΔP) é denominada **abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor** $\Delta P = P_2 - P$.

Em que:

P_2 = pressão de vapor do solvente puro

P = pressão de vapor do solvente na solução

ΔP = variação da pressão máxima de vapor ou ainda abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor



A relação entre o número de partículas do soluto não volátil e o abaixamento da pressão máxima de vapor (ΔP) também pode ser expressa pela Lei de Raoult.

O abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor (ΔP) é igual ao produto da pressão máxima de vapor do solvente (P_2) e da fração molar do soluto (x_1).

Matematicamente: $\Delta P = x_1 P_2$ ou $\frac{\Delta P}{P_2} = x_1$, sen-

do essa relação denominada **abaixamento relativo da pressão máxima de vapor**.

Outra maneira de calcular o efeito tonoscópico é relacionando-o à molalidade da solução:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot W, \text{ em que } K_t = \text{constante tonoscópica}$$

$$K_t = \frac{\text{massa molecular do solvente}}{100}$$

- A Lei de Raoult é válida para soluções moleculares de soluto não volátil, de concentrações inferiores a 1 mol de soluto por litro de solução.
- Em soluções aquosas diluídas, a molalidade (W) pode ser considerada igual à concentração em mol/L. Assim, a Lei de Raoult também pode ser expressa por:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot m$$

Nas soluções moleculares, o número de partículas presentes na solução (moléculas) é igual ao número de partículas dissolvidas (moléculas). Nas soluções iônicas, porém, devido ao fenômeno da dissociação ou ionização, o número de partículas presentes na solução (moléculas e íons) é maior do que o número de partículas dissolvidas, o que provoca aumento no efeito coligativo. Por esse motivo, nas soluções iônicas devemos introduzir um fator de correção. Esse fator, representado pela letra i , foi proposto pela primeira vez por Jacobus H. Van't Hoff, no final do século XIX:

i = fator de Van't Hoff

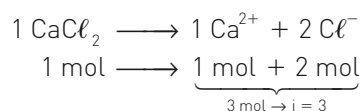
Assim, para soluções iônicas, devemos utilizar as expressões:

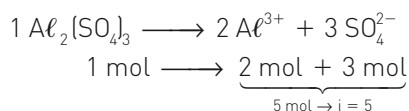
$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot m \cdot i \qquad \frac{\Delta P}{P_2} = x_1 \cdot i$$

Vamos ver agora como se determina o fator de Van't Hoff.

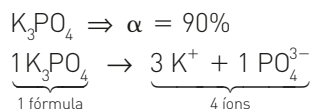
Para soluções moleculares, i deve ser considerado igual a 1; porém, para soluções iônicas onde ocorreu dissociação ou ionização total ($\alpha = 100\%$), o valor de i é igual ao número de íons produzidos por fórmula do soluto que se dissociou.

Veja os exemplos:





Como nem sempre ocorre uma ionização total ($\alpha = 100\%$) do soluto, nesses casos, devemos calcular o número de partículas (íons e moléculas) presentes na solução. Veja um exemplo:

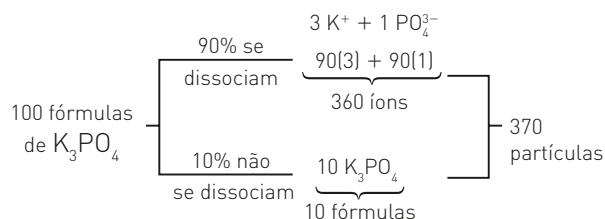


Então, se: $\alpha = 100\% \Rightarrow i = 4$

Mas: $\alpha = 90\%$

Devemos considerar que 100 fórmulas de K_3PO_4 foram dissolvidas, mas apenas 90% se dissociaram.

Assim, temos na solução:



Como 100 fórmulas de K_3PO_4 produzem 370 partículas: $100 \cdot i = 370 \Rightarrow i = 3,7$.

Van't Hoff deduziu uma expressão matemática que relaciona o grau de dissociação (α) e o número de íons produzidos por fórmula de soluto (i) para a determinação do i :

$$i = 1 + 0,9 (4 - 1) \Rightarrow i = 3,7$$

Exercício resolvido

A pressão de vapor de uma solução aquosa molecular que contém 30 g de soluto dissolvidos em 270 g de água a 100 °C é 750 mmHg. Determine a massa molar do soluto.

(Dados: $K_t = 0,018 \text{ g/mol}$; P_v da água a 100 °C = 760 mmHg.)

Solução

$$m_1 = 30 \text{ g}$$

$$m_2 = 270 \text{ g}$$

$$P_1 = 750 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 760 \text{ mmHg}$$

$$K_t = 0,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Para determinar a massa molar do soluto (M_1), substituímos esses valores na expressão a seguir:

$$\frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot W \Rightarrow \frac{\Delta P}{P_2} = K_t \cdot \frac{n_1}{m_2(\text{kg})}$$

$$\frac{P_2 - P}{P_2} = K_t \cdot \frac{m_1}{M_1 \cdot m_2(\text{kg})}$$

$$\frac{P_2 - P}{P_2} = K_t \cdot \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2(\text{kg})}$$

$$\frac{760 \text{ mmHg} - 750 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} = 0,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \frac{30 \text{ g} \cdot 1000}{M_1 \cdot 270 \text{ g}}$$

$$M_1 \cdot \frac{10 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} = 0,018 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \frac{30000 \text{ g}}{270 \text{ g}}$$

$$M_1 = 152 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercícios

1. Uma solução aquosa foi preparada dissolvendo-se 100 g de glicose ($C_6H_{12}O_6$) em 500 g de água. Sabendo que a pressão máxima de vapor-d'água no local é igual a 700 mmHg a uma dada temperatura, calcule:

- o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor;
- o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor;
- a pressão máxima de vapor da solução na mesma temperatura.

(Massas molares: $H_2O = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

2. (IME-RJ) Determine o abaixamento relativo da pressão de vapor do solvente quando 3,04 g de cânfora ($C_{10}H_{16}O$) são dissolvidos em 117,2 mL de etanol a 25°C .

(Dados: cânfora: massa molar = $152 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; etanol (C_2H_6O): massa molar = $46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $d = 785 \text{ g/L}$)

3. Uma solução foi preparada a partir da dissolução de 20,0 g de $Fe_2(SO_4)_3$ em 225 g de água a 22°C . Determine:

- o abaixamento relativo da pressão de vapor;
- o abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor;
- a pressão máxima de vapor da solução.

($K_f = 18 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; massa molar do $Fe_2(SO_4)_3 = 400 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; α do $Fe_2(SO_4)_3 = 100\%$; pressão máxima de vapor da água a $22^\circ\text{C} = 20 \text{ mmHg}$.)

4. (ITA-SP) A 20°C , a pressão de vapor da água em equilíbrio com uma solução aquosa de açúcar é igual a 16,34 mmHg. Sabendo que a 20°C a pressão de vapor da água pura é igual a 17,54 mmHg, indique a opção com a concentração correta da solução aquosa de açúcar.

- 7% (m/m)
- 93% (m/m)
- $0,93 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

x d) A fração molar do açúcar é igual a 0,07.

e) A fração molar do açúcar é igual a 0,93.

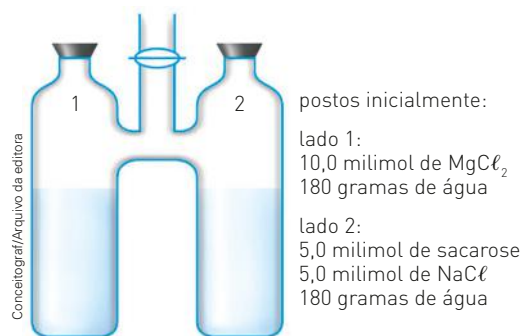
5. (ITA-SP) Prepara-se, a 25°C , uma solução por meio da mistura de 25 mL de n-pentano e 45 mL de n-hexano.

Dados: massa específica do n-pentano = $0,63 \text{ g/mL}$; massa específica do n-hexano = $0,66 \text{ g/mL}$; pressão de vapor do n-pentano = 511 torr; pressão de vapor do n-hexano = 150 torr.

Determine os seguintes valores, mostrando os cálculos efetuados:

- Fração molar do n-pentano na solução.
- Pressão de vapor da solução.

6. (ITA-SP) Em dois recipientes ligados entre si, são colocadas as substâncias conforme indicado na figura abaixo:



Após a introdução dos solutos e das porções de solvente indicadas, são fechadas as duas tampas e o ar é removido por sucção através da torneira. Uma vez removido o ar, a torneira é fechada. Dessa forma, o espaço dentro do recipiente acima das soluções contém apenas vapor de água. O recipiente carregado e fechado é mantido sob temperatura constante. Em face dos princípios físico-químicos em questão, num dos lados o volume da solução aumenta e no outro ele diminui até que seja atingido o equilíbrio. Vamos supor que $MgCl_2$ e $NaCl$ estejam 100% dissociados e que a quantidade de água na forma de vapor seja desprezível em relação aos (180 + 180) gramas postos.

Dadas essas informações, pedem-se respostas justificadas para as seguintes perguntas:

- Em que lado a quantidade de água vai aumentar?
- Quais serão as massas de água no lado 1 e no lado 2 quando o equilíbrio for atingido?

Ebulioscopia e crioscopia

A elevação do ponto de ebulição (ΔT_E) e o abaixamento do ponto de congelamento (ΔT_C) são diretamente proporcionais à quantidade de partículas do soluto por unidade de massa do solvente (molalidade) e não dependem de sua natureza.

Além disso, dependem das características do solvente. Cada solvente apresenta uma constante ebulioscópica (K_E) e uma constante crioscópica (K_C).

Assim, se relacionarmos o número de partículas do soluto presente em uma solução com as constantes ebulioscópica e crioscópica do solvente, poderemos determinar o ΔT_E e o ΔT_C da solução:

$$\Delta T_E = K_E \cdot W \cdot i \quad \text{e} \quad \Delta T_C = K_C \cdot W \cdot i$$

A tabela a seguir nos mostra os valores de K_E e K_C de alguns solventes.

CONSTANTE EBULIOSCÓPIA (K_E) E CONSTANTE CRIOSCÓPIA (K_C)					
Solvente	Fórmula	TE (°C)	TC (°C)	K_E (°C/m)	K_C (°C/m)
ácido acético	CH ₃ COOH	118,5	16,60	3,80	3,59
benzeno	C ₆ H ₆	80,2	5,455	2,61	5,065
cânfora	C ₁₀ H ₁₆ O	—	179,5	—	40
dissulfeto de carbono	CS ₂	46,3	—	2,40	—
cicloexano	C ₆ H ₁₂	80,74	6,55	2,79	20,0
etanol	C ₂ H ₅ OH	78,3	—	1,07	—
água	H ₂ O	1000,000	0,000	0,512	1,858

Fonte: EBBING, Darrel D.; GAMMON, Steven O. *General Chemistry*. 9. ed. Boston: Houghton Mifflin Company, 2008, p. 500.

Exercícios resolvidos

1. Calcule a temperatura de congelamento e a de ebulição de uma solução contendo 13 g de etilenoglicol (C₂H₆O₂) em 200 g de água, ao nível do mar. (Dados: $K_E = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1}$; $K_C = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1}$; massa molar do C₂H₆O₂ = 62 g · mol⁻¹)

Solução

$$\Delta T_C = K_C \cdot W \Rightarrow \Delta T_C = K_C \cdot \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2}$$

$$\Delta T_C = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1} \cdot \frac{13 \cdot 1000}{62 \cdot 200} \text{ molal}$$

$$\Delta T_C = 1,95 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_E = K_E \cdot W \Rightarrow \Delta T_E = K_E \cdot \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2}$$

$$\Delta T_E = 0,52 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1} \cdot \frac{13 \cdot 1000}{62 \cdot 200} \text{ molal}$$

$$\Delta T_E = 0,54 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Ao nível do mar, a água congela a 0 °C; como o ΔT_C é de 1,95 °C, a temperatura de congelamento da solução é -1,95 °C.

Como a temperatura de ebulição é 100 °C e o ΔT_E é 0,54 °C, a temperatura de ebulição da solução é 100,54 °C.

A temperatura de ebulição que acabamos de determinar corresponde, na verdade, à temperatura na qual se inicia a ebulição da solução. Essa temperatura não se mantém constante, pois, durante o aquecimento contínuo de uma solução, o solvente evapora, acarretando um aumento na concentração da solução e, consequentemente, um aumento na sua temperatura de ebulição.

2. Considere as seguintes soluções aquosas, ao nível do mar:

- I. Solução 1 molal de ureia $[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]$
II. Solução 1 molal de sulfato de alumínio $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]$ ($\alpha = 80\%$)

Determine o ponto de início da ebulição de cada solução.

(Dados: $K_E = 0,52^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1}$; $T_{\text{água}} = 100^\circ\text{C}$)

Solução

- I. $\Delta T_E = K_E \cdot W \Rightarrow$
 $\Rightarrow \Delta T_E = 0,52^\circ\text{C} \cdot \cancel{\text{molal}^{-1}} \cdot 1 \cancel{\text{molal}} \Rightarrow$
 $\Rightarrow \Delta T_E = 0,52^\circ\text{C}$

A temperatura de início da ebulição da ureia será $100,52^\circ\text{C}$.

- II. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} \quad q = 5$
 $i = 1 + \alpha (q - 1) \Rightarrow i = 1 + 0,85 (5 - 1) \Rightarrow$
 $\Rightarrow i = 4,2$
 $\Delta T_E = K_E \cdot W \cdot i$
 $\Delta T_E = 0,52^\circ\text{C} \cdot \cancel{\text{molal}^{-1}} \cdot \cancel{\text{molal}} \Rightarrow$
 $\Rightarrow \Delta T_E = 2,18^\circ\text{C}$

A temperatura de início da ebulição do sulfato de alumínio será $102,18^\circ\text{C}$.

Exercícios

1. (UEL-PR) Uma solução aquosa de glicose apresenta concentração 0,50 molal. Calcular a elevação do ponto de ebulição da água, em graus Celsius (constante ebullioscópica molal da água = $0,52^\circ\text{C/molal}$).

- a) 5,2. c) 0,52. e) 0,13.
b) 2,6. x d) 0,26.

2. (FEI-SP) A temperatura de solidificação de uma solução que contém dissolvido 0,5 mol de um composto molecular em 1500 g de benzeno é:

- a) 0°C . x d) $3,8^\circ\text{C}$.
b) $1,7^\circ\text{C}$. e) $7,2^\circ\text{C}$.
c) $-1,7^\circ\text{C}$.

(Dados: temperatura de solidificação do benzeno: $5,5^\circ\text{C}$; constante crioscópica do benzeno: $5,1^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1}$)

3. (Fatec-SP) Sob pressão normal, uma dada solução, contendo 9,0 g de uma substância A dissolvida em 400 g de água, entra em ebulição a $100,26^\circ\text{C}$. Qual a massa molecular da substância A?

4. (UFPR) Sob pressão normal, uma solução contendo 50,7 g de uma substância X, sólido molecular não volátil, dissolvidos em 400,0 g de água, entra em ebulição a $100,36^\circ\text{C}$. Nessas condições, a água entra em ebulição a $100,0^\circ\text{C}$.

(Dados: $K_{\text{eb}} = 0,513^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$: C = 12; H = 1; O = 16.)

- a) Calcule a massa molecular da substância X.
b) De acordo com a resposta do item a e sabendo que %C = 40,0, %H = 6,7, %O = 53,3, dê a fórmula molecular do composto X.

5. (Unifei-MG) Para se determinar a massa molecular do fósforo branco, foram feitas uma experiência criométrica e uma ebulliométrica. O resultado da criometria foi 122 g/mol . A ebullimetria foi realizada com 0,266 g de fósforo em 15,6 g de dissulfeto de carbono, resultando uma elevação no ponto de ebulição de 0,3 K. Quantos átomos compõem a molécula de fósforo branco? Qual das determinações, criométrica ou ebulliométrica, forneceu a massa molecular mais próxima do valor correto?

(Constante ebulliométrica do dissulfeto de carbono = $2,34 \text{ K/molal}$. Massa atômica do fósforo = 31.)

N.A.: O cálculo da porcentagem de erro é fornecido pela reação:

$$E\% = \frac{|\text{valor aproximado} - \text{valor correto}|}{\text{valor correto}} \cdot 100$$

6. (UPE) Dissolvem-se 171,0 g de sacarose em 930,0 g de água, obtendo-se um abaixamento da temperatura de congelção de 1°C . A massa de etanol que se deve adicionar na mesma quantidade de água para se obter um abaixamento de 6°C é:

(Dados: constante crioscópica molal da água = $1,96^\circ\text{C}$; massas molares (g/mol): sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) = 342; etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) = 46.)

- a) 1,38 g.
b) 13,8 g.
c) 12,8 g.
x d) 138,0 g.
e) 1380,0 g.

7. (UPE) Uma solução aquosa de um ácido monoprotico é diluída com água destilada até que a solução resultante contenha 10% em massa do ácido. O grau de dissociação do ácido monoprotico é 5%. A temperatura de congelamento da solução é, aproximadamente:

(Dados: $K_c = 1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$; massa molar do ácido = 60 g/mol .)

- x a) $-3,6^\circ\text{C}$.
b) $-4,6^\circ\text{C}$.
c) $-1,8^\circ\text{C}$.
d) $-2,8^\circ\text{C}$.
e) $-28,6^\circ\text{C}$.

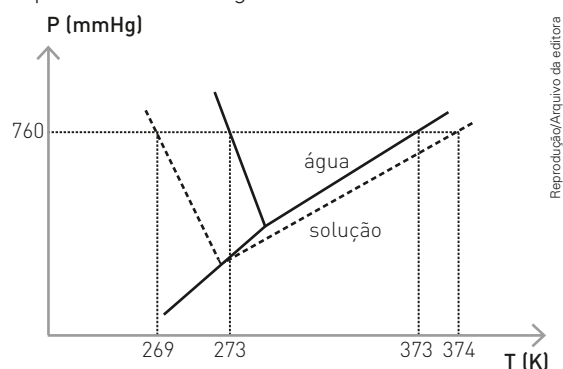
8. (Ufes) Uma solução de 5,00 g de ácido acético em 100 g de benzeno congela a $3,37^\circ\text{C}$. Uma solução de 5,00 g de ácido acético em 100 g de água congela a $-1,49^\circ\text{C}$.

- a) Encontre a massa molar de ácido acético a partir do experimento em água.
b) Encontre a massa molar do ácido acético a partir do experimento em benzeno e, sabendo que a fórmula molecular do ácido acético é $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, explique o resultado encontrado nesse experimento.

Dados		
solvente	$K_{pc} (^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1})$	$T_c (^\circ\text{C})$
benzeno	$-5,12$	$5,5$
água	$-1,86$	$0,0$

K_{pc} é a constante do ponto de congelamento (crioscópica) e T_c , a temperatura de congelamento.

9. (IME-RJ) Uma solução com 102,6 g de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) em água apresenta concentração de 1,2 molar e densidade $1,0104 \text{ g/cm}^3$. Os diagramas da fase dessa solução e da água pura estão representados a seguir.



Com base nos efeitos coligativos observados nesses diagramas, calcule as constantes molal ebuliométrica (K_e) e criométrica (K_c) da água ($H = 1$; $C = 12$; $O = 16$).

10. Dois frascos com água, com capacidade de 500 mL cada um, foram colocados no congelador de um refrigerador doméstico. Em um, dissolveu-se 175,0 g de sal de cozinha. Por falha na vedação térmica da porta, a temperatura mínima obtida no congelador é de -5°C . Considerando que a constante do ponto de congelamento da água (K_c) é de $K_c = 1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$, pergunta-se: os líquidos dos dois frascos irão solidificar? Justifique.

11. (ITA-SP) O abaixamento da temperatura de congelamento da água numa solução aquosa com concentração molal de soluto igual a $0,100 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$ é $0,55^\circ\text{C}$. Sabe-se que a constante crioscópica da água é igual a $1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$. Qual das opções abaixo contém a fórmula molecular correta do soluto?

- a) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]\text{Cl}$
x b) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$
c) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
d) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
e) $\text{K}_4[\text{Fe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]]$

12. (ITA-SP) Considere as duas soluções aquosas seguintes, ambas na mesma temperatura.

Solução I — contém 1,0 milimol de glicose e 2,0 milimol de cloreto de cálcio, CaCl_2 por quilograma de água.

Solução II — contém apenas sulfato férrico dissolvido em água.

Supondo soluções ideais e eletrólitos completamente dissociados, as duas soluções terão os mesmos valores para suas propriedades coligativas se a solução II contiver, por quilograma de água, a seguinte quantidade de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

- a) $\frac{6,0}{5}$ milimol.
b) $\frac{3,0}{1}$ milimol.
c) $\frac{4,0}{5}$ milimol.
x d) $\frac{7,0}{5}$ milimol.
e) $\frac{5,0}{7}$ milimol.

Atividades práticas

I. Estudando a temperatura de congelamento

Material

- 1 frasco de vidro de 500 mL;
- 1 fôrma de gelo;
- 4 tubos de ensaio;
- 200 g de sal de cozinha;
- 2 g de sal de cozinha (NaCl);
- água destilada;
- 2 g de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$);
- seringa;
- 2 g de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).



Procedimento

Com o auxílio da seringa, coloque 20 mL de água destilada em cada um dos tubos de ensaio. Em um deles acrescente a amostra de 2 g de sal de cozinha, agite até obter a dissolução total e rotule. Repita o procedimento com os outros dois tubos, usando a glicose e a sacarose, mantendo o último apenas com água pura. No frasco de vidro, prepare um banho refrigerante, com todo o gelo e os 200 g de sal, e coloque os quatro tubos de ensaio contendo os sistemas líquidos.

Observe os tubos, sem tocá-los, através do vidro, até que se estabeleça um equilíbrio térmico no sistema. A seguir, resolva as seguintes questões:

1. Em qual dos tubos ocorre primeiro o congelamento?

2. Em qual solução ocorre primeiro o congelamento?

3. Conhecendo as massas molares a seguir,

$$\text{NaCl} = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a massa de cada uma dessas substâncias e considerando a densidade da água igual a 1,0 g/mL, determine as molalidades das três soluções.

4. Sabendo que a constante crioscópica da água é $1,86^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule o valor do abaixamento da temperatura de congelamento da água para cada solução.

5. Os valores obtidos na questão 4 estão de acordo com os fatos observados?

6. Como você pode explicar que massas iguais (2 g) dos solutos provoquem diferentes abaixamentos na temperatura de congelamento das soluções?

7. Se considerássemos soluções com o mesmo número de mol de NaCl , $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ e $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, em qual delas teríamos o maior efeito crioscópico?



Ilustrações: Estúdio 19B/Arquivo da editora

II. Estudando a temperatura de ebulição

Material

- 1 frasco de vidro pequeno;
- 1 panela com água;
- 1 pedaço de arame;
- sal de cozinha.



Procedimento

Amarre o arame na boca do frasco (A) e prenda-o na panela com água até a metade (B). Em seguida, coloque água no frasco até atingir o nível da água na panela. Leve o sistema ao fogo e observe-o. Quando iniciar a ebulição da água da panela, pare o aquecimento e a seguir adicione uma colher (chá) de sal à água contida no frasco (C). Aqueça novamente o sistema até o início da ebulição da água da panela (D). Observe durante 2 minutos e cesse o aquecimento.

A



B



C



D



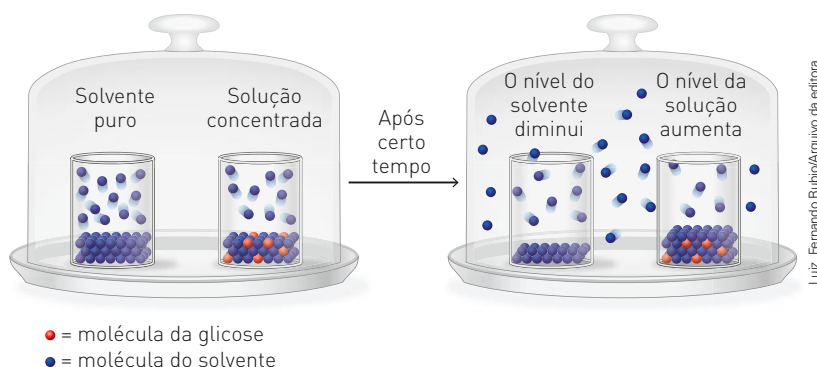
Ilustrações: Estúdio 13B/Arquivo da editora

Com base em suas observações, responda às seguintes questões:

1. Na primeira etapa do experimento, a água do frasco também entrou em ebulição? A temperatura de ebulição das duas amostras de água — do frasco e da panela — é igual? Por quê?
2. Na segunda etapa do experimento, a água do frasco também entrou em ebulição? Explique por quê.
3. Se tivéssemos colocado somente meia colher (chá) de sal, a água do frasco entraria em ebulição? Por quê?
4. O que provocaria maior efeito ebulioscópico: a adição de um mesmo número de mol de sal (NaCl) ou de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) em mesma massa de água?

Osmose e pressão osmótica

A ilustração a seguir representa um fenômeno espontâneo relacionado à pressão máxima de vapor.



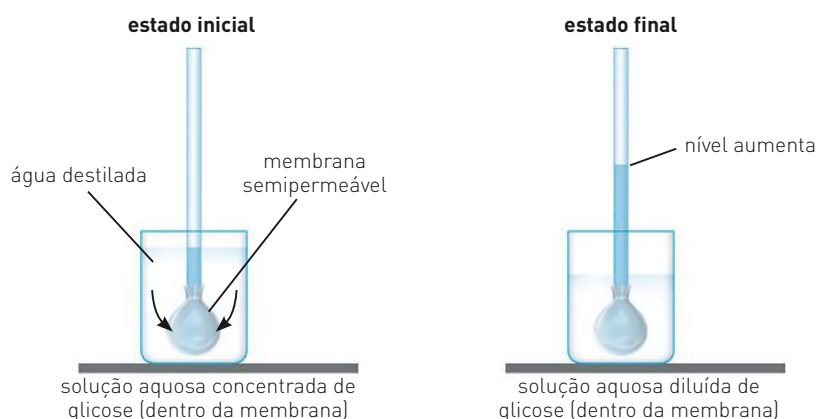
No estado inicial, temos dois frascos: um contendo água destilada e o outro contendo uma solução aquosa concentrada de glicose.

Nos dois frascos ocorrem simultaneamente a evaporação e a condensação da água.

Devido ao fato de a pressão de vapor da água destilada ser maior do que a pressão de vapor da água na solução, a evaporação ocorre mais intensamente no frasco com água pura. Como a velocidade de condensação da água é a mesma, na solução a velocidade de condensação é maior do que a velocidade de evaporação, o que aumenta o nível da solução. Ao final do experimento, toda a água destilada passa para a solução.

Esse experimento mostra uma tendência espontânea, relacionada à diferença de pressão de vapor, de os líquidos migrarem de uma região de maior pressão de vapor para uma região de menor pressão de vapor.

Outro experimento que mostra essa tendência espontânea da água é representado na ilustração a seguir.



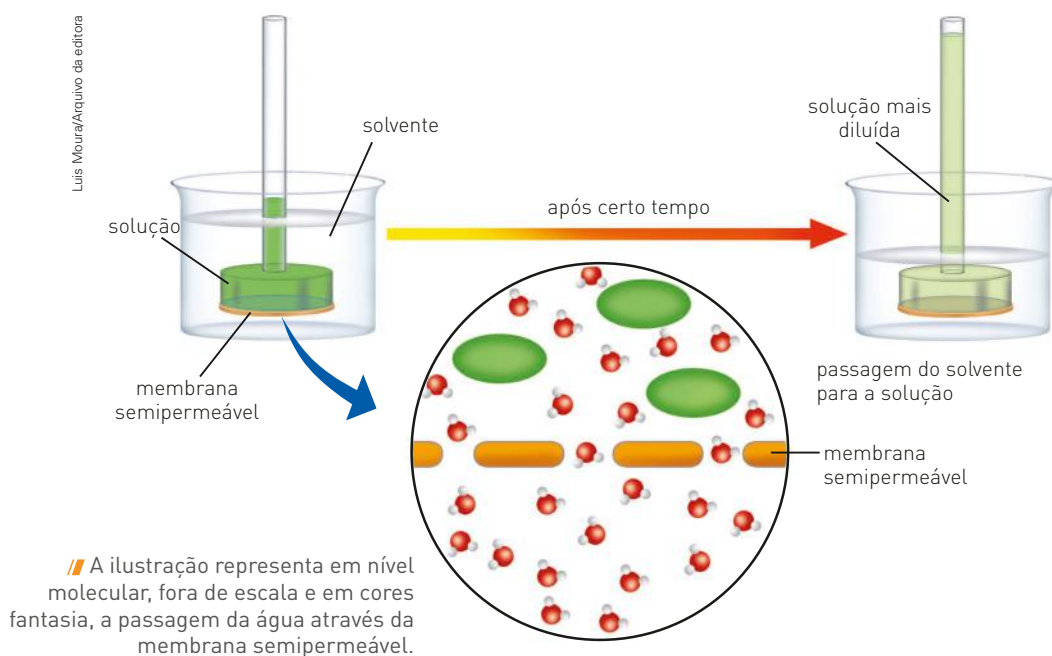
No estado inicial, temos um tubo com extremidade superior aberta e um saco de celofane, contendo uma solução aquosa concentrada de glicose, amarrado na extremidade inferior. Esse conjunto está imerso em um recipiente que contém água destilada.

O papel celofane, a bexiga de porco, as paredes das células de organismos são exemplos de membranas consideradas semipermeáveis, que permitem espontaneamente apenas a passagem de água através delas.

De maneira semelhante ao experimento anterior, a água passa da região de maior pressão de vapor (água destilada) para a região de menor pressão de vapor (solução aquosa concentrada de glicose); consequentemente, o volume da solução aumenta e sua concentração diminui.

Esse fenômeno, em que ocorre somente a passagem de moléculas do solvente através de uma membrana semipermeável, é denominado **osmose**.

Osmose: passagem do solvente para uma solução ou passagem do solvente de uma solução diluída para outra mais concentrada, por meio de uma membrana **semipermeável**.



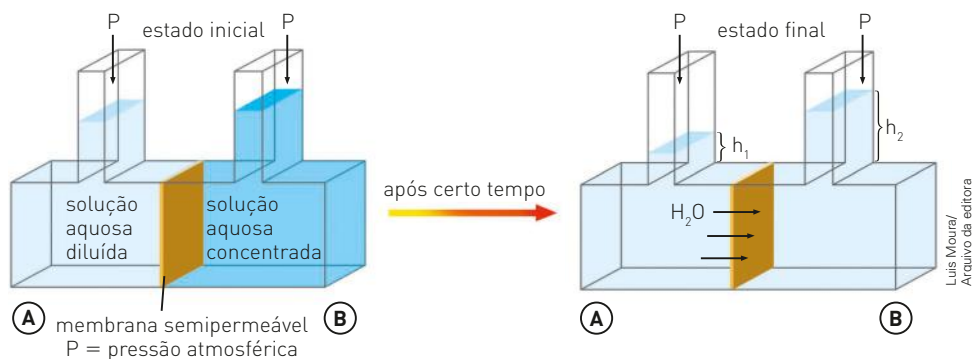
Outro experimento que serve para comprovar a ocorrência da osmose consiste em mergulhar um pepino em um frasco com uma solução concentrada de salmoura ($\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$), durante alguns dias, como mostram as fotografias a seguir. Esse experimento permite concluir que a osmose também ocorre entre soluções de diferentes concentrações.

// Após alguns dias, o pepino passa a apresentar um volume menor e um aspecto enrugado e murcho. Isso ocorre devido à passagem das moléculas de água das células do pepino para a salmoura, através das membranas celulares. Assim, pode-se concluir que a concentração da salmoura é maior do que a concentração da solução contida no interior das células do pepino.



Pressão osmótica

Para estudar o fenômeno da osmose, vamos considerar o experimento:



Após certo tempo, observamos um desnível entre os dois tubos, devido à passagem predominante do solvente — no caso, a água — da solução diluída para a solução concentrada. Isso ocorre até que seja estabelecido um equilíbrio. Nesse equilíbrio, a diferença de altura entre as duas colunas ($h_2 - h_1$) exerce uma pressão suficiente — chamada **pressão osmótica (π)** — para impedir a passagem do solvente do frasco A para o frasco B (figura I).

Pressão osmótica (π): pressão externa que deve ser aplicada a uma solução concentrada para evitar a osmose.

O cálculo da pressão osmótica (π) pode ser feito utilizando-se a expressão:

$$\pi = d \cdot g \cdot (h_2 - h_1)$$

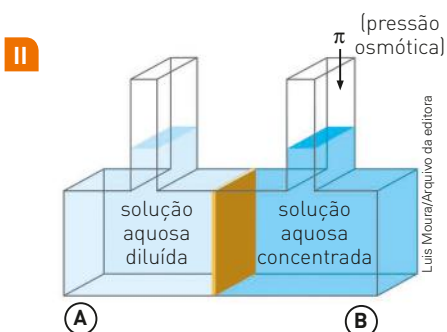
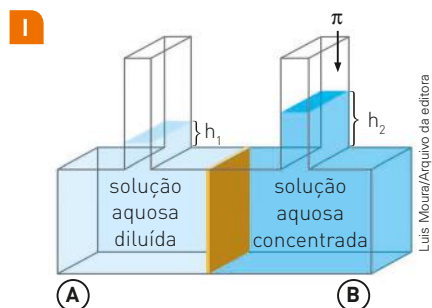
d = densidade da solução
 g = aceleração da gravidade

Experimentalmente, verifica-se que, se quisermos impedir a passagem de água da solução diluída (A) para a solução concentrada (B), deveremos exercer a mesma pressão (π) sobre essa solução, a fim de evitar a sua diluição, ou seja, a osmose (figura II).

Quanto maior for a concentração da solução, mais acentuado será o fenômeno da osmose. Portanto, para impedir a sua ocorrência, uma pressão osmótica maior deve ser exercida sobre a solução mais concentrada. Em 1885, analisando dados experimentais sobre a pressão osmótica, Jacobus Henricus Van't Hoff (1852-1911) notou uma grande semelhança entre os comportamentos de uma solução e de um gás ideal; a partir dessa observação, propôs a determinação da pressão osmótica (π) por meio da equação dos gases ideais:

$$PV = nRT$$

$$\pi = \frac{n}{V}RT \Rightarrow \pi = \eta \cdot R \cdot T$$





// A pressão osmótica é o principal mecanismo de transporte de água para as regiões mais altas de uma árvore. Como as folhas perdem água por meio da transpiração, a concentração da solução no interior das folhas aumenta e, consequentemente, a pressão osmótica também aumenta. A água presente na seiva, que possui concentração menor do que a das folhas, flui das raízes para as folhas por meio dos vasos condutores, para diminuir a concentração da solução no interior das folhas.

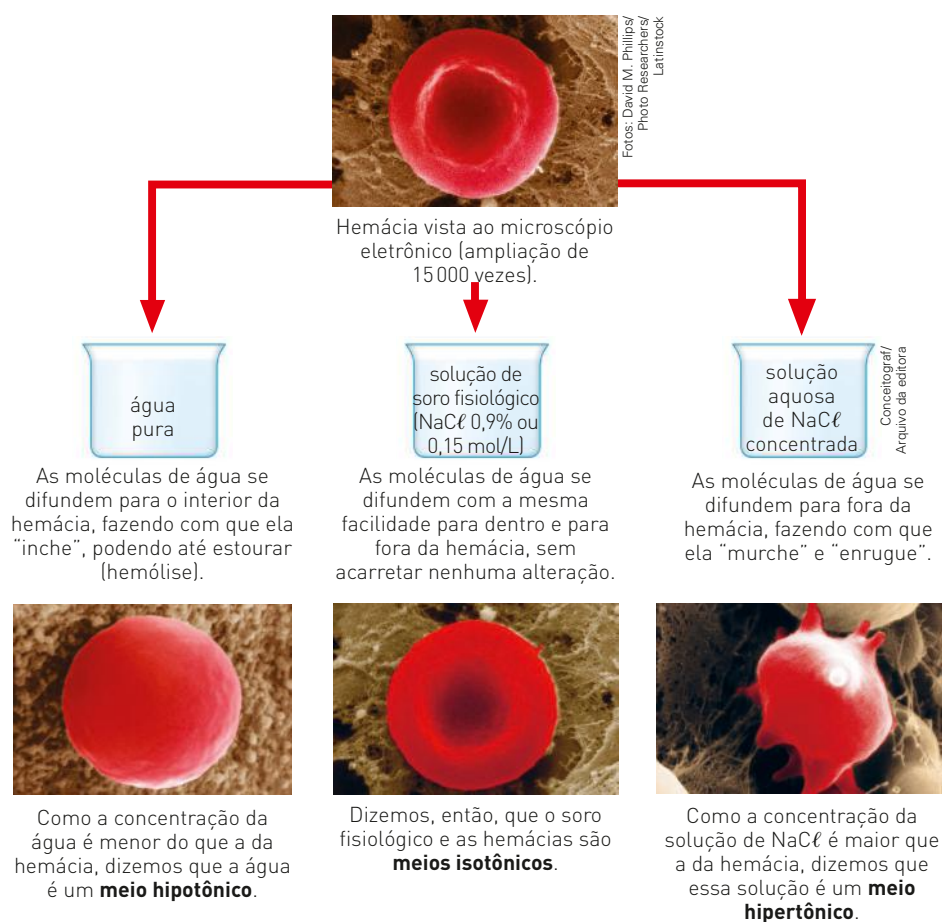
na qual:

- R = constante universal dos gases perfeitos:
 $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ou $8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
- T = temperatura absoluta (em kelvin);
- η = concentração em mol/L de partículas (íons ou moléculas).

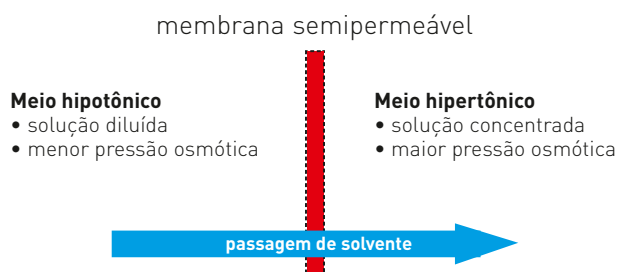
Como as outras propriedades coligativas, a pressão osmótica não depende da natureza das partículas, mas, sim, da concentração da solução.

A osmose é muito importante em vários processos biológicos. As paredes das células do nosso organismo, por exemplo, atuam como membranas semipermeáveis.

Os glóbulos vermelhos (hemácias) do sangue, assim como todas as células vivas do organismo, são afetados por diferenças de pressão osmótica. Observe o experimento a seguir.



Assim, temos que:



Osmose reversa ou contraosmose

Os oceanos recobrem dois terços da superfície da Terra; por isso, não é surpreendente que as suas águas sejam consideradas uma fonte de água potável em regiões onde o suprimento é insuficiente para atender à demanda humana. As águas dos oceanos contêm 3,5% em massa de sais dissolvidos e não são apropriadas para o consumo.

Aplicando a uma solução uma pressão superior à pressão osmótica, provocamos a passagem de moléculas do solvente da solução mais concentrada para a mais diluída. Esse processo é denominado **osmose reversa** e é utilizado para a dessalinização da água do mar. O esquema a seguir ilustra esse processo.

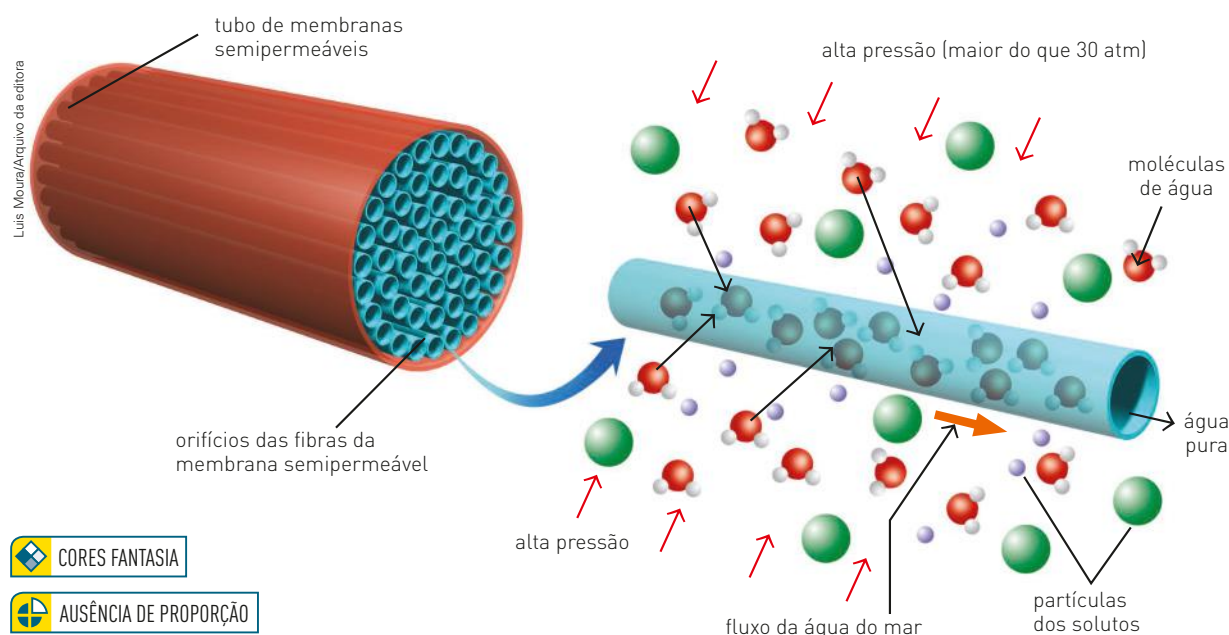
A pressão osmótica da água do mar é de aproximadamente 30 atm, quando comparada com a da água pura. Então, para obtermos a sua osmose reversa são necessárias pressões superiores a 30 atm.

SAIBA MAIS

Osmose inversa: o que você talvez gostaria de saber. Revista das Águas.

Artigo que mostra simplificada-mente o processo de osmose reversa, ou inversa, que permite dessalinizar água salobra (rica em sais), tornando-a potável.

BARROS, J. G. do C. Disponível em: <www.portalclubeenharia.org.br/arquivo/1344972962.pdf/documentos>. Acesso em: 1º jun. 2018.



EXPLORE SEU MUNDO

Osmose

Para realizar essa atividade, você irá precisar de uma batata, sal de cozinha, um copo e uma faca.

Faça um furo na batata até a metade de seu comprimento. Coloque sal de cozinha nesse furo e, a seguir, apoie a batata, com o furo para cima, sobre a boca de um copo, conforme a fotografia.

Não mexa no sistema e observe o que acontece após alguns dias. Justifique o que foi observado.

Se você substituir o sal pelo açúcar, o resultado será o mesmo?

Após a realização da atividade, faça o descarte nos locais adequados.



Rita Barreto/Acervo da fotografia

Íons presentes no sal marinho	
Íons	Concentração em g/kg de água do mar*
cloro (Cl^-)	19,35
sódio (Na^+)	10,76
sulfato (SO_4^{2-})	2,71
magnésio (Mg^{2+})	1,29
cálcio (Ca^{2+})	0,41
potássio (K^+)	0,39
bicarbonato (HCO_3^-)	0,14

// * A água do mar tem uma concentração média de 3,5% em massa.

Água potável a partir da água do mar

Existe muito mais água nos oceanos e mares do que em rios, lagos e geleiras.

Estima-se que o volume da água dos oceanos seja de aproximadamente $1,5 \cdot 10^{21}$ L. No entanto, o ser humano não pode usar essa água para beber ou mesmo para outras finalidades devido à existência de muitos sais dissolvidos nela. A tabela ao lado mostra os íons componentes de aproximadamente 99% desses sais.

Para obtermos água potável a partir da água do mar, existem três métodos comuns. Cada um deles apresenta vantagens e desvantagens referentes ao custo, ao equipamento ou ao consumo de energia.

Acabamos de estudar um dos processos mais modernos de dessalinização da água do mar: a osmose reversa. Os outros dois métodos mais comuns são a destilação e o congelamento.

Osmose reversa

Por não necessitar de mudanças de estado físico da água e, portanto, de consumo de energia térmica, esse é o processo ideal atualmente.

A principal dificuldade para a utilização desse método é o desenvolvimento de membranas semipermeáveis, que permitam somente a passagem da água e impeçam a passagem dos solutos, as quais possam ser usadas em larga escala e por longos períodos sem que sejam danificadas pelas grandes pressões a que são submetidas.



// Com o desenvolvimento teórico e tecnológico da produção de membranas semipermeáveis, a osmose reversa tende a ser o melhor método para a dessalinização da água do mar em larga escala. Atualmente existem, em alguns países, aparelhos de osmose reversa destinados a obter água potável em nível doméstico, como o mostrado na fotografia.



// Uma das maiores instalações de dessalinização da água do mar por osmose reversa está localizada na ilha de Malta (Mediterrâneo) e purifica 16 milhões de litros de água por dia.

Congelamento

Outro processo de dessalinização que envolve o conhecimento das propriedades coligativas é o congelamento da água do mar.

Quando diminuimos a temperatura de uma solução, no caso a água do mar, parte da água congela e se separa do restante da solução. Os cristais de gelo são removidos e, após passarem por uma fusão, podem ser usados como água potável.

A principal vantagem desse método é um consumo de energia menor do que o necessário para a destilação. O calor de vaporização da água é $40,79 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, ao passo que o calor de fusão é somente $6,01 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Atualmente, não existem equipamentos que permitam o congelamento da água do mar em larga escala, com interesse econômico.

Esse processo apresenta duas desvantagens:

- é lento e, portanto, a formação de cristais de gelo seria demorada;
- o aumento gradual da concentração de sais na água do mar determinaria o uso de temperaturas cada vez menores para obter o congelamento da água.

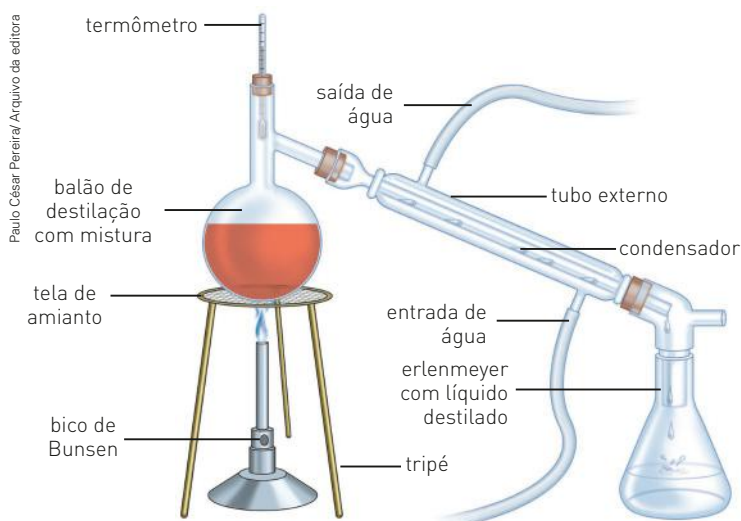


Michael Nolan/EasyPix Brasil

// Alguns cientistas propõem que uma solução parcial para a falta de água em algumas regiões do Oriente Médio seria o transporte de *icebergs* do polo Ártico.

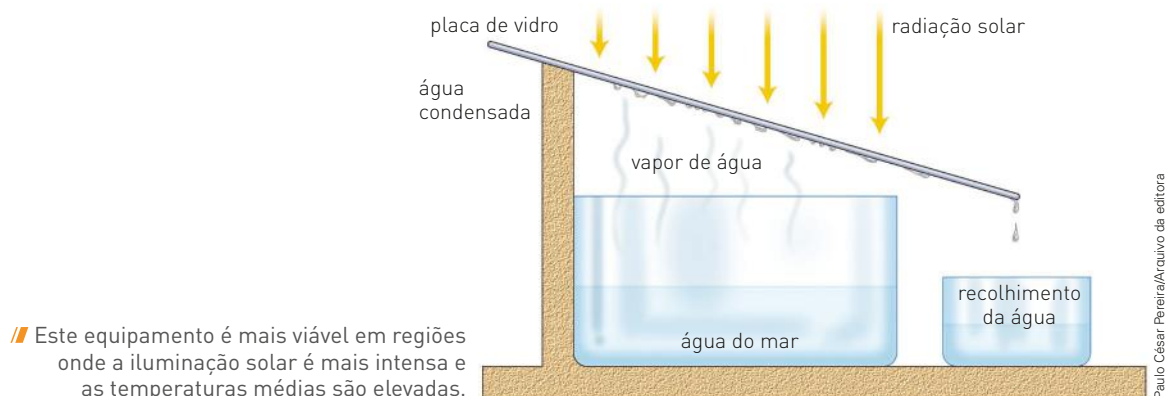
Destilação

É o mais antigo e o mais usado dos processos que permitem obter água potável a partir da água do mar. Na destilação, o consumo de energia, para provocar a vaporização da água, é maior do que nos dois métodos anteriores.



// Na destilação simples de sólidos dissolvidos em líquidos, a mistura é aquecida, e os vapores produzidos no balão de destilação passam pelo condensador, no qual são resfriados pela passagem de água corrente no tubo externo, condensam-se e são recolhidos no erlenmeyer. A parte sólida da mistura, por não ser volátil, não evapora e permanece no balão de destilação.

Atualmente, para se obter a destilação com um custo menor, pensa-se em usar o Sol como fonte de energia em equipamentos semelhantes ao mostrado na ilustração abaixo, porém ainda não existem equipamentos desse tipo em operação para a produção de água potável em larga escala.

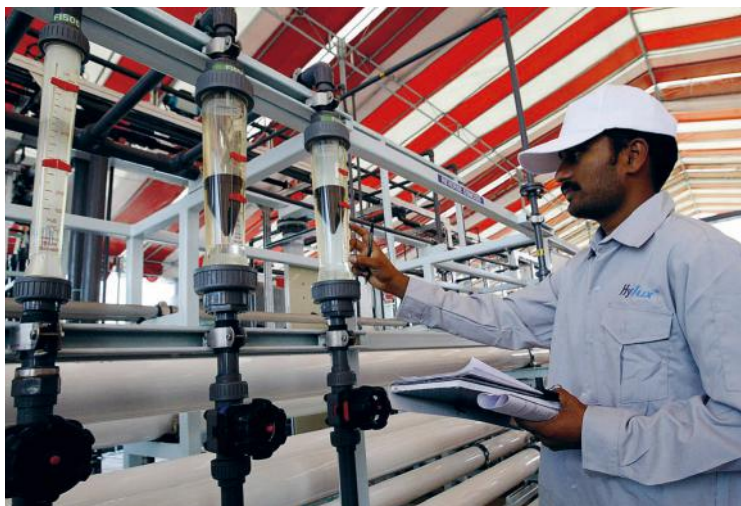


// Este equipamento é mais viável em regiões onde a iluminação solar é mais intensa e as temperaturas médias são elevadas.

Reflita

1. Tanto na solidificação quanto na destilação, a água é separada do soluto por uma diferença entre a temperatura de congelamento e a de ebulição do solvente e do soluto. Explique como essa diferença favorece a separação.
2. Além da radiação solar, a umidade relativa do ar poderia ajudar na produção de água pura na destilação. Justifique a afirmação.
3. A obtenção de água doce é uma preocupação constante quando se pensa na manutenção da vida humana. No planeta Terra, somente cerca de 3% de toda a água existente é doce. Desses 3% apenas 1% é potável. Para disponibilizar mais água potável, os países têm investido bastante em tecnologias, como os aparelhos dessalinizadores, capazes de transformar a água do mar em água doce. Em todo o mundo há por volta de 4700 dessalinizadores. Desses, cerca de 600 estão no Brasil. Entretanto, tal tecnologia ainda é muito cara, o que inviabiliza sua utilização em grande escala. Com base no texto e em seu conhecimento prévio, responda às questões abaixo.
 - a) Por que a água salgada é imprópria para o consumo?
 - b) Levando em consideração os aparelhos dessalinizadores e os três métodos de purificação da água citados no texto, compare as principais limitações desses métodos.
 - c) A osmose reversa não envolve mudança de estado físico. Qual variável deve ser controlada para que a osmose reversa seja realizada com sucesso?

// Os dessalinizadores, como o da fotografia ao lado, retiram o excesso de sais da água por meio da osmose reversa, transformando-a em água potável.



Exercícios resolvidos

- ### Solução

$$\Rightarrow M_1 = 6,7 \cdot 10^4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

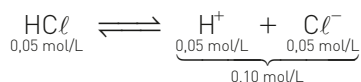
- ### Solução

$$\Rightarrow n = 1\,000 \text{ unidades de } S_0$$

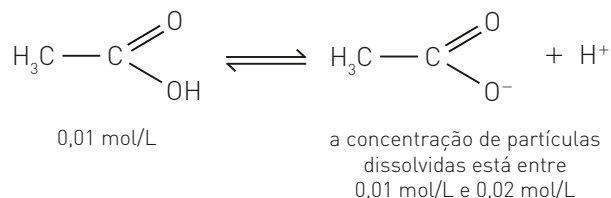
- e) $\pi_{||} < \pi_{IV} < \pi_{\perp} < \pi_{||}$

$$\underbrace{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (aq)}}_{0.01 \text{ mol/l}} \longrightarrow \underbrace{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (aq)}}_{0.01 \text{ mol/l}}$$

III. Considerando $\alpha = 100\%$



IV. Ácido fraco $\alpha < 5\%$



Como a pressão osmótica depende da concentração de íons na solução, temos:

$$\pi_I < \pi_{II} < \pi_{III} < \pi_{IV}$$

Resposta: Alternativa d.

Fundamentando seus conhecimentos

1. A preparação do bacalhau é feita recobrimo-se o peixe fresco com sal (NaCl).



Niels Poulsen DK/Alamy/Fotoarena

// Bacalhau.

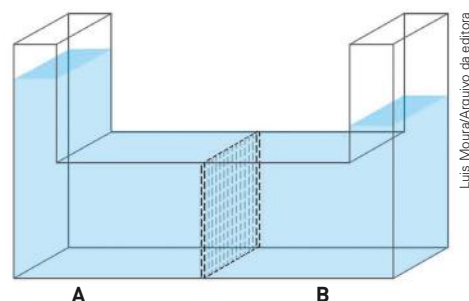


Thinkstock/Getty Images

// Bacalhau salgado.

Responda aos itens:

- I. O que acontece com a carne do bacalhau ao ser salgada?
 - II. E com bactérias e fungos que se depositam sobre a carne salgada do bacalhau?
2. A ilustração mostra o estado final de um sistema que contém no meio uma membrana semi-permeável.



Luis Moura/Arquivo da editora

Quais das situações a seguir estariam de acordo com a ilustração no início do experimento?

- I. água em A e água com açúcar em B;
- II. água com açúcar em A e água em B;
- III. solução aquosa 1 mol/L de NaCl em A e solução aquosa 0,1 mol/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ em B;
- IV. solução aquosa 0,1 mol/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ em A e solução aquosa 0,1 mol/L de NaCl em B;
- V. solução aquosa 0,1 mol/L de NaCl em A e solução aquosa 0,1 mol/L de CaCl_2 em B;
- VI. solução aquosa 0,1 mol/L de CaCl_2 em A e solução aquosa 0,1 mol/L de NaCl em B.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Enem) Uma das estratégias para a conservação de alimentos é o salgamento, adição de cloreto de sódio (NaCl), historicamente utilizado por tropeiros, vaqueiros e sertanejos para conservar carnes de boi, porco e peixe.
O que ocorre com as células presentes nos alimentos preservados com essa técnica?
 - a) O sal adicionado diminui a concentração de solutos em seu interior.
 - b) O sal adicionado desorganiza e destrói suas membranas plasmáticas.
 - c) A adição de sal altera as propriedades de suas membranas plasmáticas.
 - d) Os íons Na^+ e Cl^- provenientes da dissociação do sal entram livremente nelas.
 - x e)** A grande concentração de sal no meio extracelular provoca a saída de água de dentro delas.
2. (Uece) Os nossos ancestrais descobriram que a carne, quando era tratada com cloreto de sódio, ficava preservada do ataque bacteriano. Esse processo primitivo de conservação é usado até hoje e a conservação é por:
 - a) oxidorredução.
 - b) anticatálise.
 - c) ação bactericida.
 - x d)** osmose.
3. (UPE) Julgue os itens a seguir:
 - 00 Um exame clínico realizado em um naufrago, que permaneceu à deriva em um bote salva-vidas por alguns dias, no mar, revelou sintomas graves de desidratação; é possível que a ingestão de água do mar tenha agravado o quadro clínico do naufrago.
 - 11 Uma boa prática médica, especialmente levando-se em conta os aspectos econômicos, é hidratar um paciente por via intravenosa, com água destilada, isenta de sais minerais, já que os resultados são mais rápidos que por via oral.
 - 22 A ascensão da seiva vegetal nos troncos das árvores é favorecida pela evaporação de água nas folhas das árvores.
 - 33 Uma folha de alface em contato com molho de salada e vinagre torna-se cada vez mais fresca e viçosa, permanecendo por vários dias com um bom aspecto, mesmo fora da geladeira.
 - 44 Células vermelhas do sangue, imersas em uma solução salina isotônica, não crescerão nem murcharão.
4. (Udesc) A pressão osmótica no sangue humano é de aproximadamente 7,7 atm e os glóbulos vermelhos (hemácias) possuem aproximadamente a mesma pressão; logo, pode-se afirmar que estas são isotônicas em relação ao sangue. Sendo assim, o soro fisiológico, que é uma solução aquosa de cloreto de sódio utilizada para repor o líquido perdido por uma pessoa em caso de desidratação, também deve possuir a mesma pressão osmótica para evitar danos às hemácias. Em relação à informação, assinale a alternativa correta.
 - a) A pressão osmótica do soro não é afetada quando a concentração de cloreto de sódio é modificada.
 - b) A injeção de água destilada no sangue provoca a desidratação e, conseqüentemente, a morte das hemácias.
 - c) O uso de uma solução aquosa saturada de cloreto de sódio não afeta a pressão osmótica do sangue.
 - x d)** A injeção de água destilada no sangue provoca uma absorção excessiva de água pelas hemácias, provocando um inchaço e, conseqüentemente, a morte das hemácias.
 - e) A injeção de uma solução aquosa saturada de cloreto de sódio provoca uma absorção excessiva de água pelas hemácias, causando um inchaço e, conseqüentemente, a morte das hemácias.
5. (PUC-SP) Os medicamentos designados por A, B, C e D são indicados para o tratamento de um paciente. Adicionando-se água a cada um desses medicamentos, obtiveram-se soluções que apresentaram as seguintes propriedades.

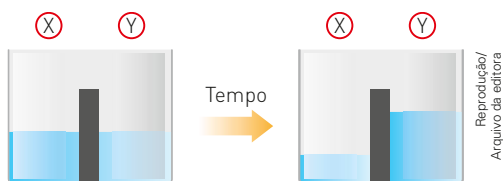
	Soluções de
Solúveis no sangue	A, B, C
Iônicas	A, B
Moleculares	C, D
Pressão osmótica igual à do sangue	A, C
Pressão osmótica maior que a do sangue	B, D

Assinale a alternativa que só contém os medicamentos que poderiam ser injetados na corrente sanguínea sem causar danos.

- a) A, B, C e D
- b) A, B e D
- c) B, C e D
- d) B e D

x e) A e C

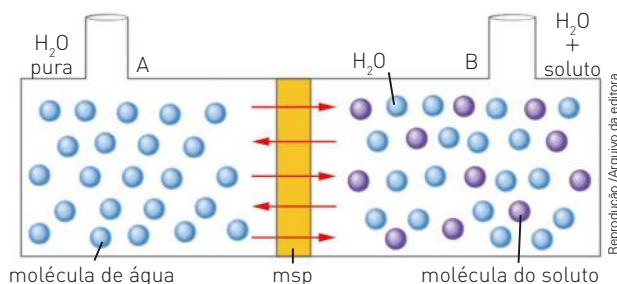
6. (PUC-PR) Volumes iguais de duas soluções, sendo uma de glicose (solução X) e outra de sacarose (solução Y), são postos em contato através de uma membrana semipermeável (permeável à água e não permeável à glicose e sacarose).



Com o passar do tempo, houve alteração no nível de líquido dos compartimentos conforme mostrado nos esquemas acima. Com base nessas informações podemos afirmar que:

- a) a solução Y é hipotônica em relação a X.
- b) a solução Y é mais diluída que X.
- x c) a solução Y tem maior pressão osmótica que X.**
- d) a solução X é hipertônica em relação a Y.
- e) a solução X tem maior pressão osmótica que Y.

7. (UFRGS-RS) A figura a seguir representa um sistema de dois compartimentos separados por uma membrana semipermeável (msp).



Com relação à figura, é correto afirmar que:

- 01) A e B contêm soluções isotônicas à mesma temperatura.
- 02) A passagem de moléculas do compartimento A para o B, através de msp, é denominada osmose.
- 04) msp permite a passagem de A para B e de B para A tanto de moléculas de H_2O quanto das de soluto.

08) Aplicando-se uma pressão externa em B e supondo que nesse compartimento contenha água do mar, haverá um aumento de moléculas de H_2O no compartimento A.

Dê como resposta a soma dos números associados às afirmações corretas. **Soma: 02 + 08 = 10**

8. (Enem) Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCl (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas.

A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCl tem, como consequência, a:

- a) absorção de íons Na^+ sobre a superfície da célula.
- b) difusão rápida de íons Na^+ para o interior da célula.
- c) diminuição da concentração das soluções presentes na célula.
- d) transferência de íons Na^+ da célula para a solução.

x e) transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.

9. (Puccamp-SP) Comparando-se as seguintes soluções aquosas, à mesma temperatura e todas de igual concentração em mol/L:

- I. glicose;
- II. sacarose;
- III. cloreto de sódio;
- IV. cloreto de cálcio.

Pode-se dizer que são isotônicas (exercem igual pressão osmótica) **somente**:

- x a) I e II.**
- b) I e III.
- c) I e IV.
- d) II e III.
- e) III e IV.

10. (Ufal) Têm-se três soluções aquosas à mesma temperatura:

- solução aquosa 0,30 mol/L de glicose ($C_6H_{12}O_6$);
- solução aquosa 0,15 mol/L de cloreto de sódio (NaCl);
- solução aquosa 0,10 mol/L de dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$).

a) O que se pode afirmar em relação à pressão osmótica dessas soluções quando cada uma delas é posta em contato, através de membrana semipermeável, com o solvente puro? Justifique sua resposta.

- b) Sob pressão de 1 atm essas soluções fervem a temperaturas diferentes da água pura, ou seja, 100 °C? Justifique sua resposta.
11. Uma solução aquosa, de um soluto não iônico, tem pressão osmótica igual a 16,4 atm, a 47 °C. Pergunta-se:
- a) Qual é a concentração em mol/L da solução?
 - b) Qual é a sua concentração, em g/L, sabendo-se que a massa molecular do soluto é igual a 200?
12. Uma solução contendo 9 g de glicose ($M = 180$ g) em 200 mL de solução é isotônica de uma solução aquosa de ureia ($M = 60$ g). Qual a concentração da solução de ureia?
13. Uma injeção endovenosa deve ser isotônica em relação ao sangue para não lesar os glóbulos ver-

melhos. Se o sangue possui pressão osmótica igual a 7,65 atm a 37 °C, que massa de glicose ($C_6H_{12}O_6$) deve ser utilizada para reparar 10 mL de uma injeção endovenosa?

- a) 0,45 g
 - ☒ b) 0,54 g
 - c) 23,7 g
 - d) 4,54 g
 - e) 5,4 g
14. (PUC-PR) 100mg de nitrato de cálcio [$Ca(NO_3)_2$] foram dissolvidos em 50 cm³ de água, à temperatura de 50 °C. Assinale a alternativa CORRETA, a qual traz a pressão a ser aplicada para impedir a osmose. Dado: MA (g/mol): Ca = 40; N = 14; O = 16. R = 0,082 atm · L/mol · K.
- a) 0,78 atm
 - b) 0,5 atm
 - c) 1,25 atm
 - ☒ d) 0,969 atm
 - e) 0,87 atm

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFRGS-RS) Assinale a alternativa que preenche corretamente as lacunas do enunciado abaixo, na ordem em que aparecem.

Uma solução injetável foi preparada de modo inadequado, pois, ao entrar na corrente sanguínea, promoveu o inchamento e a ruptura dos glóbulos vermelhos. A solução é portanto _____ em relação ao soro sanguíneo, e a concentração de soluto é _____ àquela que deveria ter sido preparada.

- a) hipotônica – superior
- ☒ b) hipotônica – inferior
- c) isotônica – superior
- d) hipertônica – superior
- e) hipertônica – inferior

2. (UPE/SSA)

A sardinha vem sendo utilizada na pesca industrial de atum. Quando jogados ao mar, os cardumes de sardinha atraem os cardumes de atuns, que se encontram em águas profundas. Porém, estudos têm mostrado que o lambari, conhecido no Nordeste como piaba, é mais eficiente para essa atividade. O lambari se movimenta mais na superfície da água, atraindo os atuns com maior eficiência. Apesar de ser um peixe de água doce, o lambari não causa nenhum prejuízo ao ecossistema. Ao ser colocado no oceano, ele sobrevive por cerca de 30 minutos, no máximo.

Adaptado de: <http://revistagloborural.globo.com/>

No uso dessa tecnologia pesqueira, os lambaris morrem porque:

- a) são tipicamente hiposmóticos e não sobrevivem em concentrações isosmóticas.
- b) desidratam, pois estavam em um ambiente isotônico onde a salinidade variava muito.
- ☒ c) passam para um ambiente aquático hipertônico, apresentando uma contínua perda de água por osmose.
- d) absorvem muita água e não têm como eliminá-la dos seus organismos, por isso incham até explodir.
- e) passam para um ambiente aquático hipotônico, apresentando uma contínua absorção de água por osmose.

3. (Udesc) As características físico-químicas, que dependem somente da quantidade de partículas presentes em solução e não da natureza destas partículas, são conhecidas como propriedades coligativas.

Sobre as propriedades coligativas, analise as proposições.

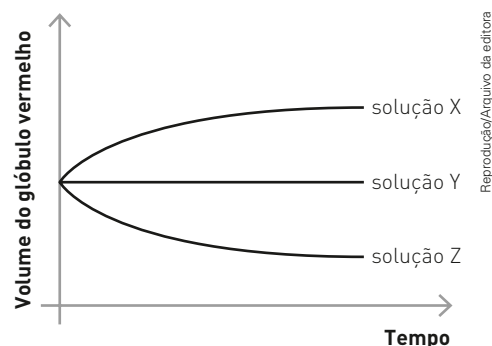
- I. A alface, quando colocada em uma vasilha contendo uma solução salina, murcha. Esse fenômeno pode ser explicado pela propriedade coligativa, chamada pressão osmótica, pois ocorre a migração de solvente da solução mais concentrada para a mais diluída.

- II. Em países com temperaturas muito baixas ou muito elevadas, costuma-se adicionar etilenoglicol à água dos radiadores dos carros para evitar o congelamento e o superaquecimento da água. As propriedades coligativas envolvidas, nestes dois processos, são a crioscopia e a ebulioscopia, respectivamente.
- III. Soluções fisiológicas devem possuir a mesma pressão osmótica que o sangue e as hemácias. Ao se utilizar água destilada no lugar de uma solução fisiológica ocorre um inchaço das hemácias e a morte delas. A morte das hemácias por desidratação também ocorre ao se empregar uma solução saturada de cloreto de sódio. Nas duas situações ocorre a migração do solvente (água) do meio menos concentrado para o meio mais concentrado.

Assinale a alternativa correta.

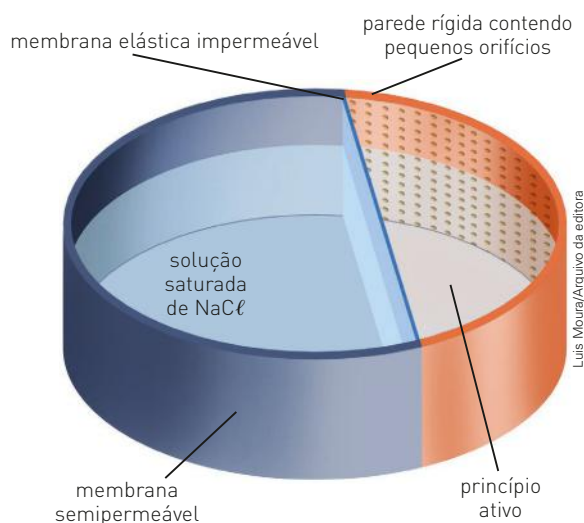
- a) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
 - ☒ b) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
 - c) Somente a afirmativa III é verdadeira.
 - d) Somente a afirmativa II é verdadeira.
 - e) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
4. (PUC-RS) Tanto distúrbios intestinais graves quanto a disputa em uma maratona podem levar a perdas importantes de água e eletrólitos pelo organismo. Considerando que essas situações exigem a reposição cuidadosa de substâncias, um dos modos de fazê-lo é por meio da ingestão de soluções isotônicas. Essas soluções:
- a) contêm concentração molar de cloreto de sódio igual àquela encontrada no sangue.
 - b) contêm massa de cloreto de sódio igual à massa de sacarose em dado volume.
 - ☒ c) têm solvente com capacidade igual à do sangue para passar por uma membrana semipermeável.
 - d) apresentam pressão osmótica igual à pressão atmosférica.
 - e) apresentam pressão osmótica igual à da água.
5. (Fuvest-SP) A porcentagem em massa de sais no sangue é de aproximadamente 0,9%. Em um experimento, alguns glóbulos vermelhos de uma amostra de sangue foram coletados e separados em três grupos. Foram preparadas três soluções, identificadas por X, Y e Z, cada qual com uma diferente concentração salina. A cada uma dessas soluções foi adicionado um grupo de glóbulos vermelhos.

Para cada solução, acompanhou-se, ao longo do tempo, o volume de um glóbulo vermelho, como mostra o gráfico.



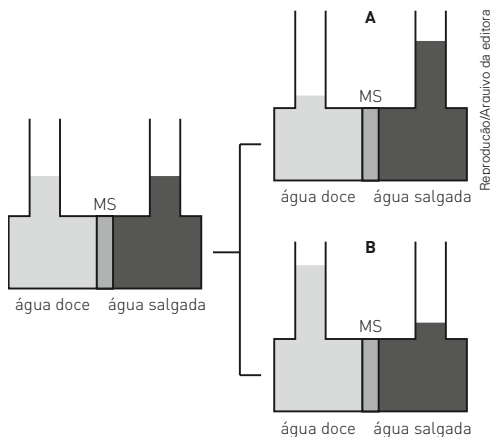
Com base nos resultados desse experimento, é correto afirmar que:

- a) a porcentagem em massa de sal, na solução Z, é menor do que 0,9%.
 - ☒ b) a porcentagem em massa de sal é maior na solução Y do que na solução X.
 - c) a solução Y e a água destilada são isotônicas.
 - d) a solução X e o sangue são isotônicos.
 - e) a adição de mais sal à solução Z fará com que ela e a solução X fiquem isotônicas.
6. Os medicamentos de ação prolongada, conhecidos por *time-release*, liberam o princípio ativo no organismo a uma velocidade constante. Assim, a qualquer instante a concentração do princípio ativo liberado não é tão elevada a ponto de causar danos nem tão baixa a ponto de ser ineficiente. O esquema abaixo representa uma pílula desse tipo de medicamento.



Considerando que, após a ingestão, essa pílula estava em meio aquoso, explique o funcionamento desse tipo de medicamento.

7. (UFPB) A escassez de água própria para o consumo humano tem provocado a busca pelo aproveitamento das águas de oceanos e mares. Para aproveitamento da água salgada, foram desenvolvidos equipamentos de dessalinização que se baseiam na aplicação da osmose reversa. Esses equipamentos têm permitido que bilhões de litros de água potável sejam produzidos anualmente no mundo inteiro. Por definição, a osmose é a passagem de um solvente através de uma membrana semipermeável (MS). Os processos de osmose e osmose reversa estão representados na figura abaixo. Considerando essas informações e observando a figura, verifica-se:



- a) Em A e B, os sais conseguem atravessar a membrana semipermeável.
b) Em A, o fluxo através da membrana ocorreu no sentido da água salgada para a água doce.
c) Em A, a concentração de sais na água salgada foi aumentada.
x d) Em B, o fluxo de água, no sentido da água salgada para água doce, exigiu aplicação de pressão externa.
e) Em A, está representado o processo que ocorre nos dessalinizadores.
8. (Enem) Alguns tipos de dessalinizadores usam o processo de osmose reversa para obtenção de água potável a partir da água salgada. Nesse método, utiliza-se um recipiente contendo dois compartimentos separados por uma membrana semipermeável: em um deles coloca-se água salgada e no outro recolhe-se a água potável. A aplicação de pressão mecânica no sistema faz a água fluir de um compartimento para o outro. O movimento das moléculas de água através da membrana é controlado pela pressão osmótica e pela pressão mecânica aplicada.

Para que ocorra esse processo é necessário que as resultantes das pressões osmótica e mecânica apresentem:

- a) mesmo sentido e mesma intensidade.
b) sentidos opostos e mesma intensidade.
c) sentidos opostos e maior intensidade da pressão osmótica.
d) mesmo sentido e maior intensidade da pressão osmótica.
x e) sentidos opostos e maior intensidade da pressão mecânica.

9. (Udesc) Quando um soluto não volátil é adicionado a um determinado solvente puro, uma solução é formada e suas propriedades físico-químicas podem ser alteradas. Este fenômeno é denominado efeito coligativo das soluções.

Considere estes efeitos e analise as proposições.

- I. O abaixamento da pressão máxima de vapor de um líquido faz com que este tenha um maior ponto de ebulição. Tal fato é possível quando uma colher de sopa de açúcar (sacarose) é adicionada a uma panela contendo 1 litro de água, por exemplo. Este fenômeno é conhecido como ebulioscopia ou ebuliometria.
- II. Uma tática interessante para acelerar o resfriamento de bebidas consiste na adição de sal de cozinha ao recipiente com gelo em que elas estão imersas. Neste caso, o efeito crioscópico está presente. Considerando um número idêntico de mols de cloreto de sódio e brometo de magnésio em experimentos distintos, o efeito coligativo resultante será o mesmo, pois este independe da natureza da substância utilizada.
- III. A pressão osmótica do sangue humano é da ordem de 7,8 atm devido às substâncias nele dissolvidas. Desta forma, é fundamental que, ao se administrar uma determinada solução contendo um medicamento via intravenosa, a pressão osmótica deste último seja hipotônica em relação à da corrente sanguínea, sob o risco de que as hemácias possam se romper ao absorverem um excesso de partículas administradas.

Assinale a alternativa correta.

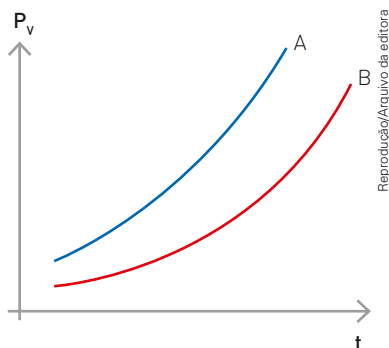
- x a) Somente a afirmativa I é verdadeira.
b) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
c) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
d) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
e) Somente a afirmativa III é verdadeira.

10. (Uerj) Para evitar alterações nas células sanguíneas, como a hemólise, as soluções utilizadas em alimentação endovenosa devem apresentar concentrações compatíveis com a pressão osmótica do sangue. Foram administradas a um paciente, por via endovenosa, em diferentes períodos, duas soluções aquosas, uma de glicose e outra de cloreto de sódio, ambas com concentração igual a 0,31 mol/L a 27 °C.

Considere que:

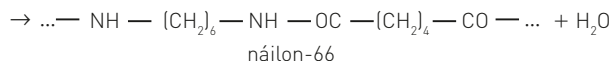
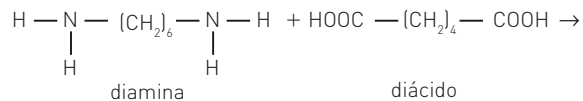
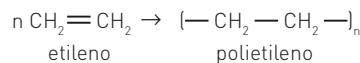
- a pressão osmótica do sangue, a 27 °C, é igual a 7,62 atm;
- a solução de glicose apresenta comportamento ideal;
- o cloreto de sódio encontra-se 100 % dissociado.

- a) Calcule a pressão osmótica da solução de glicose e indique a classificação dessa solução em relação à pressão osmótica do sangue.
- b) As curvas de pressão de vapor (P_v) em função da temperatura (t) para as soluções de glicose e de cloreto de sódio são apresentadas no gráfico a seguir. Aponte a curva correspondente à solução de glicose e justifique sua resposta.



11. (Uece) A descoberta do fenômeno da osmose foi atribuída a René Joachim Henri Dutrochet (1776-1847), físico e botânico francês, autor do termo "osmose". Sua pesquisa teve fundamental importância para explicar o processo da respiração celular. A pressão osmótica utilizada para interromper a osmose de uma determinada solução de glicose ($C_6H_{12}O_6$) contendo 10 g/L a 15 °C é Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- a) 2,62 atm. c) 2,92 atm.
- b) 1,83 atm. x d) 1,31 atm.
12. (Unifesp) Os polímeros fazem parte do nosso cotidiano e suas propriedades, como temperatura de fusão, massa molar, densidade, reatividade química, dentre outras, devem ser consideradas na fabricação e aplicação de seus produtos.

São apresentadas as equações das reações de obtenção dos polímeros polietileno e náilon 66.



A medida experimental da massa molar de um polímero pode ser feita por osmometria, técnica que envolve a determinação da pressão osmótica (π) de uma solução com uma massa conhecida de soluto. Determine a massa molar de uma amostra de 3,20 g de polietileno (PE) dissolvida em um solvente adequado, que em 100 mL de solução apresenta pressão osmótica de $1,64 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$ a 27 °C.

Dados:

$$\pi = iRTM, \text{ onde } i \text{ (fator de Van't Hoff)} = 1$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

T = temperatura Kelvin

M = concentração em mol $\cdot \text{L}^{-1}$

13. (Unicamp-SP) As informações contidas na tabela a seguir foram extraídas de rótulos de bebidas chamadas "energéticas", muito comuns atualmente.

Cada 500 mL contém	
valor energético	140 cal
carboidratos (sacarose)	35 g
sais minerais	0,015 mol*
proteínas	0 g
lipídios	0 g

* Valor calculado a partir do rótulo

A pressão osmótica (π) de uma solução aquosa de íons e/ou de moléculas pode ser calculada por $\pi = \eta \cdot R \cdot T$. Essa equação é semelhante àque-la dos gases ideais. η é a concentração, em mol/L, de partículas (íons e moléculas) presentes na solução. O processo de osmose que ocorre nas células dos seres vivos, inclusive nas do ser humano, deve-se, principalmente, à existência da pressão osmótica. Uma solução aquosa 0,15 mol/L de NaCl é chamada de isotônica em relação às soluções contidas nas células do homem, isto é, apresenta o mesmo valor de pressão osmótica que as células do corpo humano. Com base nessas informações e admitindo $R = 8,3 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$:

(Nota do autor: kPa é o símbolo para quilopascal.)

- a) Calcule a pressão osmótica em uma célula do corpo humano onde a temperatura é 37 °C.
- b) A bebida do rótulo é isotônica em relação às células do corpo humano? Justifique. Considere que os sais adicionados são constituídos apenas por cátions e ânions monovalentes.

14. (Unicamp-SP) A população humana tem crescido inexoravelmente, assim como o padrão de vida. Consequentemente, as exigências por alimentos e outros produtos agrícolas têm aumentado enormemente e hoje, apesar de sermos mais de seis bilhões de habitantes, a produção de alimentos na Terra suplanta nossas necessidades. Embora um bom tanto de pessoas ainda morra de fome e um outro tanto morra pelo excesso de comida, a solução da fome passa, necessariamente, por uma mudança dos paradigmas da política e da educação.

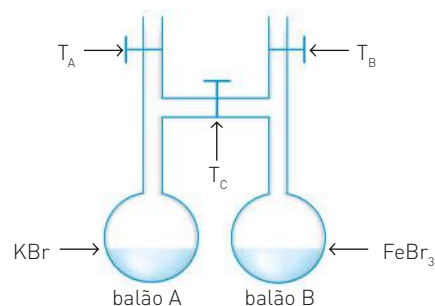
Não tendo, nem de longe, a intenção de aprofundar nessa complexa matéria, essa prova simplesmente toca, de leve, em problemas e soluções relativos ao desenvolvimento das atividades agrícolas, mormente aqueles referentes à Química. Sejam críticos no trato dos danos ambientais causados pelo mau uso de fertilizantes e defensivos agrícolas, mas não nos esqueçamos de mostrar os muitos benefícios que a Química tem proporcionado à melhoria e continuidade da vida. No mundo do agronegócio, a criação de camarões, no interior do Nordeste brasileiro, usando águas residuais do processo de dessalinização de águas salobras, tem-se mostrado uma alternativa de grande alcance social. A dessalinização consiste num método chamado de osmose inversa, em que a água a ser purificada é pressionada sobre uma membrana semipermeável, a uma pressão superior à pressão osmótica da solução, forçando a passagem de água pura para o outro lado da membrana. Enquanto a água dessalinizada é destinada ao consumo de populações humanas, a água residual (25% do volume inicial), em que os sais estão concentrados, é usada para a criação de camarões.

- a) Supondo que uma água salobra que contém inicialmente 10000 mg de sais por litro sofra a dessalinização conforme descreve o texto, calcule a concentração de sais na água residual formada em mg/L.
- b) Calcule a pressão mínima que deve ser aplicada, num sistema de osmose inversa, para que o processo referente ao item *a* anterior tenha

início. A pressão osmótica π de uma solução pode ser calculada por uma equação semelhante à dos gases ideais, onde n é o número de mols de partículas por litro de solução. Para fins de cálculos, suponha que todo o sal dissolvido na água salobra seja cloreto de sódio e que a temperatura da água seja de 27 °C. Dado: constante dos gases, $R = 8\,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$.

- c) Supondo que toda a quantidade (em mol) de cloreto de sódio no item *b* tenha sido substituída por uma quantidade igual (em mol) de sulfato de sódio, pergunta-se: a pressão a ser aplicada na osmose à nova solução seria maior, menor ou igual à do caso anterior? Justifique sua resposta.

15. (ITA-SP) Na figura abaixo, o balão A contém 1 litro de solução aquosa 0,2 mol/L em KBr, enquanto o balão B contém 1 litro de solução aquosa 0,1 mol/L de FeBr_3 . Os dois balões são mantidos na temperatura de 25 °C. Após a introdução das soluções aquosas de KBr e de FeBr_3 , as torneiras T_A e T_B são fechadas, sendo aberta a seguir a torneira T_C .



Reprodução/Arquivo da editora

As seguintes afirmações são feitas a respeito do que será observado após o estabelecimento do equilíbrio.

- I. A pressão osmótica das duas soluções será a mesma.
 - II. A pressão de vapor da água será igual nos dois balões.
 - III. O nível do líquido no balão A será maior do que o inicial.
 - IV. A concentração da solução aquosa de FeBr_3 no balão B será maior do que a inicial.
 - V. A molaridade do KBr na solução do balão A será igual à molaridade do FeBr_3 no balão B.
- Qual das opções abaixo contém apenas as afirmações corretas?

- ☒ a) I e II.
- b) I, III e IV.
- c) I, IV e V.
- d) II e III.
- e) II, III, IV e V.

Bebidas esportivas

Em 1965, o time de futebol americano da Universidade da Flórida, chamado de Gators, participou de um programa de pesquisas científicas para testar uma nova bebida esportiva que continha uma mistura de carboidratos e eletrólitos. A bebida era utilizada para prevenir casos de desidratação muito intensos causados pelo clima quente da Flórida. O sucesso do time naquele ano foi, em parte, atribuído à utilização da bebida esportiva.

Durante exercícios moderados e de alta intensidade, o glicogênio, um carboidrato de reserva energética, pode ser totalmente consumido no intervalo de 60 até 90 minutos. Isso ocorre pois, com a queda do nível de açúcar no sangue, o glicogênio passa a ser utilizado pelo corpo, assim como ocorre o aumento da concentração de ácido láctico, um produto da metabolização da glicose no organismo. O acúmulo de ácido láctico nos músculos pode levar à fadiga muscular.

Durante a realização dos exercícios físicos, os músculos liberam grandes quantidades de calor, que precisa ser dissipado de alguma forma. A água presente no corpo, uma substância de alto calor específico, é o meio utilizado para dissipar o calor liberado pelos músculos.

O suor e a evaporação, utilizados como método de resfriamento do corpo, auxiliam a manter a temperatura constante, no entanto, isso tem um custo elevado.

Durante atividades físicas intensas em dias muito quentes, pode-se perder de um até três litros de água através da transpiração. A perda de mais de 2% de sua massa corporal através da transpiração pode provocar grande estresse no músculo cardíaco, aumentar a temperatura corporal e diminuir consideravelmente a performance.

O suor excessivo resulta ainda em grandes perdas de sódio e potássio, dois íons importantes presentes nos eletrólitos que compõem os fluidos intra e extracelulares.

Todas as bebidas esportivas contêm três ingredientes principais, carboidratos, na forma de açúcares simples, como por exemplo glicose e frutose. Eletrólitos, como por exemplo os íons sódio e potássio e água.

Assim, ao repor as principais substâncias que são perdidas através da transpiração, as bebidas esportivas prometem melhorar a performance dos atletas.

Mas qual é realmente a eficácia dessas bebidas?

Estudos mais recentes confirmaram que atletas que têm uma dieta balanceada e bebem bastante água apresentam performances equivalentes aos que utilizam bebidas esportivas.

Uma vantagem das bebidas esportivas, apresentadas pelos próprios atletas, é que elas apresentam um sabor melhor do que a água, pelo menos para a maioria deles. Um melhor sabor estimula o consumo das bebidas, mantendo assim o corpo hidratado.

Uma vez que a maior parte das bebidas esportivas apresentam os mesmos ingredientes em concentrações similares, o sabor pode ser um fator de escolha dos atletas por uma marca de preferência. No entanto, no lugar da utilização das bebidas esportivas, os atletas podem simplesmente manter uma dieta balanceada e tomar bastante água, de modo a manter sempre uma performance de qualidade e um alto nível de hidratação.

ZUMDAHL e ZUMDAHL. Traduzido pelos autores. 9. ed. p. 537.



Ekkamal Chalkanta/Shutterstock

Refleta

1. As bebidas esportivas são também chamadas de bebidas isotônicas.
 - a) Por qual motivo essas bebidas recebem essa denominação? Como esse fato auxilia a função dessas bebidas no organismo?
 - b) Seria possível consumir bebidas hipertônicas ou hipotônicas em relação à concentração de fluidos corpóreos no lugar das isotônicas? Explique o que ocorreria em cada caso.

Termoquímica

A queima da madeira na fogueira da foto de abertura da unidade é um exemplo de reação química chamada combustão. Nesse tipo de reação, ocorre liberação de energia na forma de luz e de calor.

Será que todas as reações químicas liberam energia?
Será que algum tipo de reação química absorve energia do meio?

weinte/Shutterstock

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- O poder calorífico dos alimentos.
- A energia utilizada para a manutenção da vida.
- O que são calorias e como determiná-las.
- O que é IMC.
- O que é entalpia e como calcular o ΔH de um processo.
- Como expressar uma equação termoquímica.
- Poder calorífico dos combustíveis.
- Energia de ligação.
- Lei de Hess.

Poder calorífico dos alimentos



Maximilian Stock/Stockfood/Lainstock

// Carboidratos = 17 kJ/g
ou 4,0 kcal/g.



Photoblibrary/Getty Images

// Proteínas = 17 kJ/g
ou 4,0 kcal/g.



Rita Barreto/Fotorena

// Gorduras = 38 kJ/g
ou 9,0 kcal/g.

Em uma dieta balanceada, a quantidade de energia obtida através da ingestão de alimentos deve ser equivalente à quantidade de energia necessária para a manutenção do nosso organismo. Portanto, os processos químicos envolvidos na digestão dos alimentos fornecem a energia necessária para manter os processos vitais, a temperatura corpórea, os movimentos musculares, a produção de novas células, etc. Se ingerirmos uma quantidade de alimento superior à necessária, este excesso será transformado em tecido gorduroso (adiposo), provocando aumento de “peso”.

Os valores energéticos dos alimentos são estimados em função das suas porcentagens de **carboidratos**, **proteínas** e **gorduras**.

A energia consumida pelo organismo pode ser dividida, de maneira rudimentar, em duas categorias:

- **Energia metabólica** — É a responsável pela manutenção da vida. Para uma pessoa com 70 kg, de 20 anos de idade e do sexo masculino, o valor estimado é de 7 500 kJ/dia.
- **Atividade muscular** — Dependendo do modo de vida, a energia consumida em atividades musculares varia de 50 a 100% do valor da energia metabólica. Se a única atividade de um indivíduo é o estudo, ele consome o equivalente a 50% do valor da energia metabólica.

Para manter o “peso”, a quantidade de energia ingerida nos alimentos deve ser 700 kJ, aproximadamente, maior do que a consumida pelo organismo. Essa diferença refere-se à energia necessária para manter os fluidos do corpo em movimento e recebe o nome de **balanço energético**. Uma dieta balanceada deve ser constituída por alimentos ricos em carboidratos, proteínas e gorduras, os quais devem ser consumidos em diferentes proporções.

Nossas necessidades diárias de proteínas são de aproximadamente 0,8 g por quilograma de massa corpórea, ou seja, uma pessoa de 70 kg deve ingerir 56 g diários desses compostos. Um bife médio, por exemplo, contém aproximadamente 20 g de proteínas.

Nosso corpo também precisa de gorduras (lipídios), que correspondem a cerca de 25% das necessidades diárias de calorias. Uma pessoa de 70 kg necessita consumir aproximadamente 72 g diários de gorduras, as quais são obtidas a partir de diversos alimentos, como carnes, ovos, leite, queijos e óleos comestíveis.

Os carboidratos, por sua vez, são responsáveis por cerca de 60% da energia necessária ao bom funcionamento do nosso organismo. Em média, uma pessoa precisa consumir, diariamente, 660 g desses compostos. Pães, bolachas, frutas, massas e açúcar são alguns exemplos de alimentos ricos em carboidratos.

SAIBA MAIS

- **Guia alimentar para a população brasileira: promovendo a alimentação saudável. Ministério da Saúde, 2008.** Um extenso material de consulta sobre alimentação saudável, aspectos sanitários etc. Disponível em: <http://bvsms.saude.gov.br/bvs/publicacoes/guia_alimentar_populacao_brasileira_2008.pdf>.
 - **Guia alimentar: como ter uma alimentação saudável. Ministério da Saúde, 2013.** Disponível em: <http://bvsms.saude.gov.br/bvs/publicacoes/guia_alimentar_alimentacao_saudavel_1edicao.pdf>.
- Acesso em: 20 mar. 2018.

É preciso repor a energia gasta

A prática de qualquer esporte, além de ser fundamental para manter uma boa saúde, implica consumo (gasto) de energia.

Nem sempre é fácil avaliar a quantidade de energia consumida em determinada prática esportiva. Só para você ter uma ideia, vai aqui um exemplo: para levantar um peso de massa igual a 1,0 kg até a altura de 1 m acima do solo, um halterofilista gasta uma energia correspondente a 10 J.

Há um diferente consumo de energia na prática de cada tipo de esporte, durante determinado tempo. Eis alguns exemplos da energia aproximada que é gasta em alguns esportes:

- caminhada: 1 100 kJ/h;
- voleibol: 1 400 kJ/h;
- tênis: 1 900 kJ/h;
- futebol: 2 200 kJ/h;
- corrida: 2 600 kJ/h.

Duomo/Corbis/Latinstock



// No halterofilismo, o levantamento de peso resulta em um grande gasto calórico.

Reflita

1. Pesquise em seu livro de Física, na internet ou na biblioteca de sua escola ou cidade os conceitos de:
 - a) energia cinética.
 - b) energia potencial.
 - c) energia elástica.
 - d) constante gravitacional.
2. O texto afirma que “para levantar um peso de massa igual a 1,0 kg até a altura de 1 m acima do solo, um halterofilista gasta uma energia correspondente a 10 J”. Justifique esse valor e diga a qual energia ele se refere. Para isso, utilize as informações que você pesquisou na questão anterior e as fórmulas, fornecidas abaixo, das energias cinética, potencial e elástica, respectivamente:

$$E_c = \frac{m \cdot v^2}{2}$$

$$E_p = m \cdot g \cdot h$$

$$E_{p_{\text{elástica}}} = \frac{k \cdot x^2}{2}$$

Dado: $1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$.

Como medir a quantidade de calor

Calor: é a energia em transferência de um corpo a outro, devido à diferença de temperatura entre eles.

Uma das maneiras de determinar a quantidade de energia (medida em calorias) fornecida pela digestão de um alimento consiste no emprego de uma aparelhagem denominada calorímetro, que mede a quantidade de energia térmica absorvida por determinada quantidade de água após a queima (combustão) de uma amostra de alimento, o que, considerando um sistema sem perdas de energia, pode ser considerado como quantidade de calor.

A amostra é colocada em uma câmara com oxigênio, chamada câmara de combustão, e, através de uma descarga elétrica, provocamos sua ignição. O calor liberado na combustão é absorvido na forma de energia térmica pela água contida no calorímetro, a qual sofre aumento de temperatura. Conhecendo o aumento (variação) da temperatura e a massa da água, podemos calcular a quantidade de energia liberada na queima da amostra de alimento. Uma das unidades mais comuns é a caloria (cal).

1 caloria (cal): quantidade de calor necessária para elevar em 1 °C a temperatura de 1,0 g de água.

Vamos considerar como exemplo a queima de 1,0 g de açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em um calorímetro que contenha 1 000 g de água a uma temperatura inicial de 20 °C, sendo que, após a reação, a temperatura (final) da água é de 24 °C. Admitindo que todo calor liberado na combustão foi absorvido na forma de energia térmica pela água, a qual teve a sua temperatura elevada em 4 °C, temos:

elevar em 1 °C $\longrightarrow$ 1 cal por grama de água

elevar em 4 °C $\longrightarrow$ 4 cal por grama de água

Logo: 1 g de água $\xrightarrow{\text{absorve}}$ 4 cal

Como a massa total de água no calorímetro é de 1 000 g, a energia total absorvida pela água é de 4 000 cal ou 4,0 kcal. Assim, a queima de 1,0 g de açúcar liberou 4 000 cal ou 4,0 kcal; logo, o **valor energético** dessa massa de açúcar é de 4,0 kcal:

Valor energético do açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) = 4,0 kcal/g

Esse valor também pode ser calculado por:

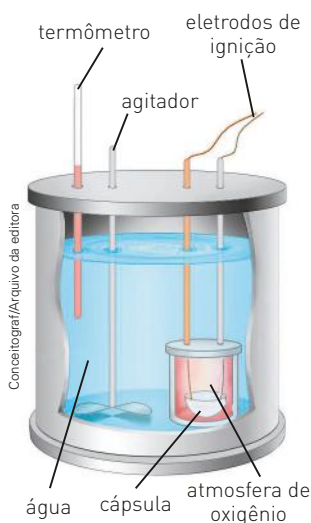
$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

Nessa expressão:

- Q = quantidade de calor envolvido no processo;
- m = massa de água (em gramas);
- c = calor específico da água = $1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$;
- Δt = variação da temperatura ($t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$).

No exemplo, temos:

- $m_{\text{água}} = 1\,000 \text{ g}$
- $c = 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$
- $\Delta t = (24 - 20) ^\circ\text{C} = 4 ^\circ\text{C}$



Calorímetro de água.

$$Q = 1000 \cancel{\text{g}} \cdot 1 \text{ cal} \cdot \cancel{\text{g}^{-1}} \cdot \cancel{\text{C}^{-1}} \cdot 4 \cancel{\text{C}}$$

$$Q = 4000 \text{ cal ou } 4,0 \text{ kcal}$$

O Sistema Internacional de Unidades recomenda que se utilize o joule (J) ou o quilojoule (kJ) como unidade de medida da energia liberada ou absorvida em uma reação. A relação entre cal e joule é dada por:

$$1 \text{ cal} \rightarrow 4,18 \text{ J ou } 1 \text{ kcal} \rightarrow 4,18 \text{ kJ}$$

Assim:

$$\text{Valor energético do açúcar (C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) \rightarrow 16,72 \text{ kJ/g}$$

EXPLORE SEU MUNDO

Observe as imagens dos rótulos das bebidas ao lado.

Um copo de suco de laranja apresenta mais nutrientes do que um copo de um refrigerante. No entanto, caso desejássemos calcular quantas calorias a digestão de um copo de cada uma dessas bebidas fornecerá, qual apresentará um maior valor calórico, para um mesmo volume?

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL		
Porção de 200 ml (1 copo)		
QUANTIDADE POR PORÇÃO		%VD (*)
VALOR ENERGÉTICO	100 kcal = 419 kJ	5
CARBOIDRATOS, DOS QUAIS:	24 g	8
AÇÚCARES	21 g	**
FIBRA ALIMENTAR	2,5 g	10
SÓDIO	23 mg	1
VITAMINA C	14 mg	31
NÃO CONTÉM QUANTIDADE SIGNIFICATIVA DE PROTEÍNAS, GORDURAS TOTAIS, GORDURAS SATURADAS E GORDURAS TRANS.		

// Rótulo de suco de laranja.

INFORMAÇÃO NUTRICIONAL		
Porção de 200 ml (1 copo)		
QUANTIDADE POR PORÇÃO		%VD (*)
VALOR ENERGÉTICO	85 kcal = 361 kJ	4
CARBOIDRATOS	21 g	7
SÓDIO	10 mg	0
NÃO CONTÉM QUANTIDADE SIGNIFICATIVA DE PROTEÍNAS, GORDURAS TOTAIS, GORDURAS SATURADAS, GORDURAS TRANS E FIBRA ALIMENTAR.		
(*) % VALORES DIÁRIOS COM BASE EM UMA DIETA DE 2000 kcal OU 8400 kJ. SEUS VALORES DIÁRIOS PODERÃO SER MAIORES OU MENORES DEPENDENDO DE SUAS NECESSIDADES ENERGÉTICAS.		
CONSERVAR AO ABRIGO DO SOL E CALOR, EM LOCAL LIMPO, SECO, AREJADO E SEM ODORES. NÃO CONGELAR.		

// Rótulo de refrigerante.

Exercícios resolvidos

1. (UEL-PR) No rótulo de uma garrafa de vinho encontramos as informações a seguir:

Informação nutricional (porção de 100 mL):

- Valor energético – 75,0 kcal
- Proteína – 0,375 g
- Carboidrato – 6,00 g
- Gordura – 0,00 g

Considerar que o carboidrato e a proteína fornecem, cada um, 4,00 kcal/g, o álcool fornece 7,00 kcal/g e que nenhum outro componente calórico está presente.

Dado: densidade do álcool é 0,790 g/mL.

Com base nas informações e nos conhecimentos, analise as afirmações.

- O conteúdo de álcool em 100 mL de vinho fornece 49,5 kcal.
- A quantidade de álcool em 1000 mL de vinho fornece 66% do valor energético do vinho.
- A massa de álcool em 1000 mL de vinho é 7,07 g.
- O volume de álcool em 100 mL de vinho é 8,95 mL.

Indique a alternativa que contém todas as afirmativas corretas.

- I e IV
- II e III
- III e IV
- I, II e III
- I, II e IV

Solução

$$\begin{array}{l} \text{volume de vinho} \left\{ \begin{array}{l} 0,375 \text{ de proteína} \\ 6,00 \text{ g de carboidrato} \\ \text{álcool} \end{array} \right. \\ \text{valor energético} \\ 75,0 \text{ kcal} \end{array}$$

Vamos calcular o valor energético de cada componente.

$$\begin{array}{rcl} 1,0 \text{ g de proteína ou carboidrato} & \text{—} & 4,00 \text{ kcal} \\ 6,375 \text{ g} & \text{—} & x \\ x & = & 25,5 \text{ kcal} \end{array}$$

Como o valor energético total de 100 mL de vinho é igual a 75,0 kcal, subtraindo 25,5 kcal teremos o valor energético do álcool.

$$75,0 \text{ kcal} - 25,5 \text{ kcal} = 49,5 \text{ kcal}$$

O valor 49,5 kcal corresponde ao valor energético do álcool, que é igual a 66%.



Marazze/Shutterstock

Sabemos que:

$$1,0 \text{ g de álcool} \xrightarrow{\text{fornece}} 7,0 \text{ kcal}$$

$$x \xrightarrow{\quad\quad\quad} 49,5 \text{ kcal}$$

Portanto, $x = 7,07 \text{ g}$ de álcool presentes em 100 mL de vinho.

Para determinarmos o volume de álcool no vinho, aplicamos o conceito de densidade.

$$d = 0,79 \text{ g/mL}$$

$$1 \text{ mL de álcool} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 0,79 \text{ g de álcool}$$

$$x \xrightarrow{\quad\quad\quad} 7,07 \text{ g de álcool}$$

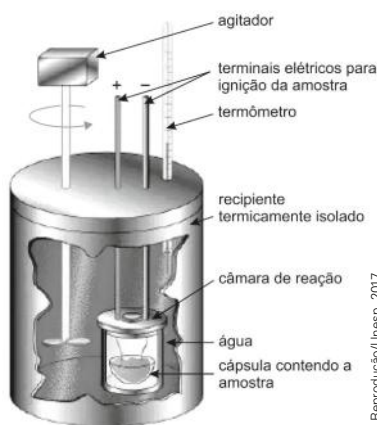
$$x = 8,95 \text{ mL de álcool em 100 mL de vinho}$$

Alternativa correta: e.

2. [Vunesp-SP] O esquema representa um calorímetro utilizado para a determinação do valor energético dos alimentos.

A tabela nutricional de determinado tipo de azeite de oliva traz a seguinte informação: “Uma porção de 13 mL (1 colher de sopa) equivale a 108 kcal.”

Considere que o calor específico da água seja



Reprodução/Unesp, 2017

$1 \text{ kcal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ e que todo o calor liberado na combustão do azeite seja transferido para a água. Ao serem queimados 2,6 mL desse azeite, em um calorímetro contendo 500 g de água inicialmente a $20,0^\circ\text{C}$ e à pressão constante, a temperatura da água lida no termômetro deverá atingir a marca de:

- a) $21,6^\circ\text{C}$. c) $45,2^\circ\text{C}$. e) $52,0^\circ\text{C}$.
b) $33,2^\circ\text{C}$. d) $63,2^\circ\text{C}$.

Solução

Calculando inicialmente a quantidade de calor (kcal) liberada na queima de 2,6 mL de azeite temos:

$$108 \text{ kcal} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 13 \text{ mL (1 colher de sopa de azeite)}$$

$$Q \xrightarrow{\quad\quad\quad} 2,6 \text{ mL}$$

$$Q = \frac{108 \text{ kcal} \cdot 2,6 \text{ mL}}{13 \text{ mL}} = 21,6 \text{ kcal}$$

Assim, a partir dos dados apresentados:

$$c = 1 \text{ kcal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

$$m = 500 \text{ g} = 0,5 \text{ kg}$$

$$T_{\text{final}} = 20,0^\circ\text{C}$$

A temperatura atingida pela massa de água pode ser calculada por:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

$$21,6 = 0,5 \cdot 1 \cdot (T_{\text{final}} - 20,0)$$

$$T_{\text{final}} = 63,2^\circ\text{C}$$

Assim, a temperatura final da água corresponde a $63,2^\circ\text{C}$. A resposta é alternativa d.

Fundamentando seus conhecimentos

As tabelas a seguir devem ser utilizadas para a resolução dos exercícios 1 a 4.

Valor energético aproximado de alguns alimentos comuns	
Alimento	kJ/g
vegetais verdes	1,0
cerveja	1,3
frutas cítricas	1,5
leite integral	2,2
iogurte	3,0
frango grelhado	6,0
pão	10,0
sorvete	11,0
bife grelhado	14,0
arroz	15,0
açúcar comum	17,0
batata frita	24,0
manteiga	30,0

Energia consumida aproximada	
Tipo de exercício	kJ/g
caminhada	1 100
voleibol	1 400
tênis	1 900
futebol	2 200
corrida	2 600

1. Considere que, durante um almoço, você ingeriu:

- 100 g de verduras verdes;
- 100 g de arroz;
- 50 g de batatas fritas;
- 50 g de frango grelhado;
- 2 fatias de abacaxi (com 20 g cada uma).

Calcule o valor energético (calórico), em kJ e em kcal, fornecido por esse almoço.

2. Em relação ao exercício 1, determine quantos minutos você teria de caminhar para consumir a mesma quantidade de energia fornecida pelo almoço.
3. Uma pessoa, logo ao acordar, foi correr durante meia hora, consumindo certa quantidade de energia. No café da manhã, ela resolve repor a mesma quantidade de energia consumida na corrida, comendo pão com manteiga (1 pão de 50 g + 5,0 g de manteiga). Calcule a quantidade de pão com manteiga que ela deverá ingerir.
4. Uma pessoa seguia uma dieta alimentar de 6 000 kJ diários. Durante uma refeição, ela ingeriu alimentos cujo valor energético era de 9 000 kJ. Para consumir o excesso energético, ela resolveu jogar futebol. Determine quantos minutos ela deverá jogar.
5. Uma amostra de 2,0 g de um alimento, ao ser queimada em um calorímetro com 2,0 kg de água, elevou a temperatura da água de 15 °C para 20 °C ($c = \text{calor específico da água} = 4 \text{ kJ} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$). Calcule:
- a quantidade de energia térmica liberada na forma de calor, em kJ, na queima desse alimento;
 - o valor energético desse alimento em kJ/g e em kcal/g.
6. (Ufla-MG) Um adulto gasta, em média, 8 000 kJ de energia por dia, executando atividades normais. Sabendo-se que cada 100 g de carboidratos fornece 1 700 kJ de energia útil, qual a porcentagem da necessidade diária de energia é fornecida pela ingestão de 320 g de carboidratos?
- ☒ a) 68% c) 47% e) 25%
☐ b) 50% d) 85%

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UEG-GO) Uma pessoa consome diariamente 5 copos de 200 mL de água a uma temperatura de 16 °C por 30 dias e, por vias metabólicas, o organismo deve manter a temperatura corporal a aproximadamente 36 °C. Nesse período, supondo um caso ideal, para elevar a temperatura da água até a temperatura corporal, o total de energia consumida pelo organismo, em kcal, será de aproximadamente: Dados para a água: calor específico = 1 cal/g °C; densidade = 1 g/mL
- a) 20. c) 120. ☒ e) 600.
b) 80. d) 350.
2. Conhecendo as composições do hambúrguer e do pão, dadas na tabela abaixo, e utilizando os valores energéticos a seguir:

Hambúrguer (100 g)	Pão (25 g)
—	12,50 g de carboidrato
24 g de proteína	2,50 g de proteína
20 g de gordura	1,25 g de gordura
56 g de água	8,75 g de água

Valores Energéticos: Carboidrato – 17 kJ/g;
Proteína – 17 kJ/g;
Gordura – 38 kJ/g.

- a) calcule o valor energético obtido pela ingestão de um pão de 25 gramas e de um hambúrguer de 100 gramas;

- b) determine quanto tempo (minutos) uma pessoa deveria caminhar para consumir a energia obtida na ingestão do lanche mencionado no item a, sabendo que uma hora de caminhada consome 1 100 kJ.

3. (Enem) Arroz e feijão formam um “par perfeito”, pois fornecem energia, aminoácidos e diversos nutrientes. O que falta em um deles pode ser encontrado no outro. Por exemplo, o arroz é pobre no aminoácido lisina, que é encontrado em abundância no feijão, e o aminoácido metionina é abundante no arroz e pouco encontrado no feijão. A tabela a seguir apresenta informações nutricionais desses dois alimentos.

	Arroz (1 colher de sopa)	Feijão (1 colher de sopa)
Calorias	41 kcal	58 kcal
Carboidratos	8,07 g	10,6 g
Proteínas	0,58 g	3,53 g
Lipídios	0,73 g	0,18 g
Colesterol	0 g	0 g

Silva, R. S. Arroz e feijão, um par perfeito. Disponível em: <<http://www.correpar.com.br>>. Acesso em: 1 fev. 2009.

A partir das informações contidas no texto e na tabela, conclui-se que:

- a) os carboidratos contidos no arroz são mais nutritivos que os do feijão.
- b) o arroz é mais calórico que o feijão por conter maior quantidade de lipídios.
- c) as proteínas do arroz têm a mesma composição de aminoácidos que as do feijão.
- ☒ d) a combinação de arroz com feijão contém energia e nutrientes e é pobre em colesterol.
- e) duas colheres de arroz e três de feijão são menos calóricas que três colheres de arroz e duas de feijão.

4. (UFJF/PISM-MG) Os alimentos, ao serem consumidos, são digeridos e metabolizados liberando energia química. Uma barra de cereal *light* de avelã com chocolate, que contém 77% de carboidratos, 4% de proteínas e 7% de lipídios, é um dos alimentos utilizados para adquirir energia, uma vez que a energia de combustão das proteínas e dos carboidratos é de $4 \text{ kcal} \cdot \text{g}^{-1}$ e, dos lipídios é de $9 \text{ kcal} \cdot \text{g}^{-1}$. Com base nisso, calcule a quantidade de energia fornecida a um indivíduo que consome uma unidade de 22 gramas dessa barra de cereal.
- a) 3,87 kcal c) 162,1 kcal e) 387,0 kcal
- b) 7,37 kcal ☒ d) 85,1 kcal

5. (UFPE) O rótulo de um produto alimentício contém as seguintes informações nutricionais:

Porção 150 g		
Quantidade por porção		% VD(*)
carboidratos	6 g	2
proteínas	1 g	2
gorduras totais	1 g	3
sódio	50 mg	2

(*) Valor diário (para satisfazer as necessidades de uma pessoa). Percentual com base em uma dieta de 2000 cal diárias.

Com base nessa tabela, avalie as afirmativas abaixo.

- ☒ V (0-0) O percentual, em massa, de carboidratos neste alimento é de $6/150 \cdot 100$.
- ☒ V (1-1) Na dieta de 2000 cal, são necessários 50 g de proteínas diariamente.
- ☐ F (2-2) A tabela contém somente 10% dos ingredientes que compõem este alimento.
- ☒ V (3-3) Para satisfazer as necessidades diárias de sódio, somente com este produto, uma pessoa deveria ingerir 7,5 kg desse produto.
- ☐ F (4-4) Este produto contém um percentual em massa de proteína igual ao de carboidratos.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFPR) Chamamos de energéticos ou calóricos os alimentos que, quando metabolizados, liberam energia química aproveitável pelo organismo. Essa energia é quantificada através da unidade física denominada caloria, que é a quantidade de energia necessária para elevar, em um grau, um grama de água. A quantidade de energia liberada por um alimento pode ser quantificada quando se usa a energia liberada na sua combustão para aquecer uma massa conhecida de água contida num recipiente isolado termicamente (calorímetro de água). Em um experimento, para se determinar a quantidade de calorias presente em castanhas e nozes, obtiveram-se os resultados apresentados na tabela a seguir.

Amostra	Massa da amostra	Massa de água (g)	Temperatura inicial da água (°C)	Temperatura final da água (°C)
noz	2,50	100	15,0	75,0
castanha	4,00	120	15,0	90,0

Com base no exposto no texto e na tabela e sabendo que o calor específico da água é igual a $1,0 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$, é correto afirmar:

- ☒ ☒ a) Esses resultados indicam que se uma pessoa ingerir 1,0 grama de nozes terá disponível 2400 calorias, enquanto se ingerir a mesma quantidade de castanha terá disponível 2250 calorias.
- b) A castanha é duas vezes mais calórica do que a noz.
- c) A quantidade de energia liberada na queima da noz é de 9 000 calorias, e na queima da castanha é de 6 000 calorias.
- d) Um indivíduo que gasta cerca de 240 calorias em uma caminhada deve ingerir 10 g de castanha ou 225 gramas de nozes para repor as calorias consumidas.
- e) A razão entre a quantidade de calorias liberadas na queima da castanha em relação à da queima da noz corresponde a 2,5.

2. (UFRJ) De acordo com a Coordenadoria Municipal de Agricultura, o consumo médio carioca de coco verde é de 8 milhões de frutos por ano, mas a produção do Rio de Janeiro é de apenas 2 milhões de frutos.

Dentre as várias qualidades nutricionais da água de coco, destaca-se ser ela um isotônico natural.

A tabela a seguir apresenta resultados médios de informações nutricionais por 100 mL de uma bebida isotônica comercial e da água de coco.

	Valor energético*	Potássio	Sódio
isotônico comercial	102 kcal	10 mg	45 mg
água de coco	68 kcal	200 mg	60 mg

* Calor de combustão dos carboidratos

Uma função importante das bebidas isotônicas é a reposição de potássio após atividades físicas de longa duração; a quantidade de água de um coco verde (300 mL) repõe o potássio perdido em duas horas de corrida.

Calcule o volume, em litros, de isotônico comercial necessário para repor o potássio perdido em 2 h de corrida.

3. (Unicamp-SP) Os alimentos, além de nos fornecerem as substâncias constituintes do organismo, são também fontes de energia necessária para nossas atividades. Podemos comparar o balanço energético de um indivíduo após um dia de atividades da mesma forma que comparamos os estados final e inicial de qualquer processo químico. O gasto total de energia (em kJ) por um indivíduo pode ser considerado como a soma de três usos corporais de energia:

1. gasto metabólico de repouso (4,2 kJ/kg por hora).
2. gasto energético para digestão e absorção dos alimentos, correspondente a 10% da energia dos alimentos ingeridos.
3. atividade física, que para uma atividade moderada representa 40% do gasto metabólico de repouso.

Qual seria o gasto energético total de um indivíduo com massa corporal de 60 kg, com atividade moderada e que ingere o equivalente a 7 600 kJ por dia?

4. (UFPA) Considere que uma pessoa de 70 kg necessita de 400 kJ de energia para caminhar 2 km e que essa energia é obtida pelo corpo somente pela “queima” completa da glicose ($C_6H_{12}O_6$). Da energia produzida por essa reação, somente 40% é utilizada para se movimentar, pois os outros 60% são utilizados nas mais diversas funções do organismo. Assumindo que a energia para essa caminhada venha exclusivamente da ingestão de um alimento com conteúdo total de glicose de 40% em massa, a massa, em gramas, desse alimento que deve ser ingerido é de aproximadamente:

Dado: Energia liberada pela “queima” completa de 1 g de $C_6H_{12}O_6$ = 16 kJ.

- a) 312. c) 100. e) 25.
 x b) 156. d) 62,5.

5. (UFSC) Em 2001 a Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa) regulamentou a rotulagem nutricional obrigatória de alimentos e bebidas. No entanto, o que se observa, ainda hoje, são rótulos com diferentes padrões unitários (kcal, cal, Cal, kJ), muitas vezes com informações contraditórias. A tabela abaixo apresenta as informações nutricionais impressas na embalagem de um refrigerante, com valores arredondados. Indique a(s) proposição(ões) correta(s).

Informação nutricional – porção de 200 ml (1 copo)		
Quantidade por porção		% VD(*)
valor calórico (kcal)	100	4
carboidratos (sacarose)	25 g	6
sódio	46 mg	2

(*) Valores diários de referência com base em uma dieta de 2500 calorias.

Massas molares: C = 12 g/mol; H = 1,0 g/mol; O = 16 g/mol.

- 01) Caloria é a unidade de energia do Sistema Internacional de Unidades (SI).
- 02) Se a informação na tabela acima sobre o valor calórico diário de referência estivesse correta, 1 copo de 200 mL do refrigerante seria suficiente para fornecer energia ao organismo por 40 dias.
- 04) A concentração do íon Na^+ numa porção desse refrigerante é $2 \cdot 10^{-2} \cdot mol \cdot dm^{-3}$.
- 08) A massa molar do único carboidrato presente, a sacarose (açúcar comum, $C_{12}H_{22}O_{11}$), é $342 g \cdot mol^{-1}$.
- 16) Pelo rótulo podemos concluir que a bebida é um meio eletrolítico. 02, 08 e 16.

6. (Olimpíada Brasileira de Química) Nas condições ambiente, ao inspirar, puxamos para nossos pulmões aproximadamente 0,5 L de ar, então aquecido na temperatura ambiente de 25 °C até a temperatura do corpo de 36 °C. Fazemos isso cerca de $16 \cdot 10^3$ vezes em 24 horas. Se, nesse tempo, recebermos $1,0 \cdot 10^7$ J de energia por meio da alimentação, a porcentagem aproximada dessa energia que será gasta para aquecer o ar inspirado será de: (Ar atmosférico nas condições ambiente: densidade = 1,2 g/L, calor específico = $1,0 J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$.)
- a) 3,0%. x c) 1,0%. e) 15,0%.
 b) 2,0%. d) 10,0%.

Obesidade

A ingestão excessiva de alimentos pode acarretar na formação de uma maior quantidade de tecido adiposo, levando a um excesso de peso.

A porcentagem de tecido adiposo em um indivíduo pode ser calculada de diferentes maneiras:

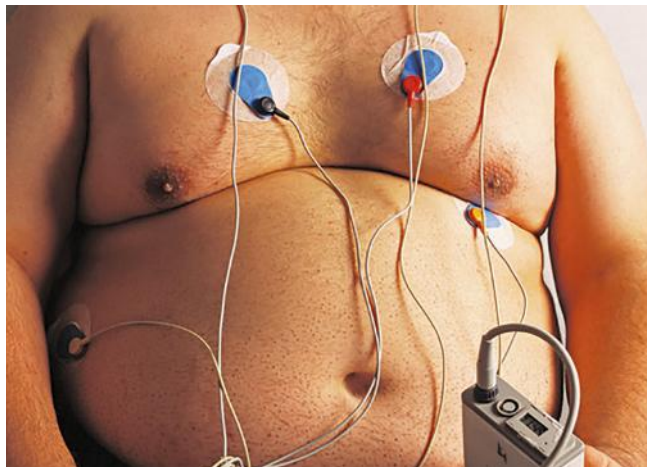
1. Adipômetro

Conely Jay/SPL/Latinstock



// É a maneira mais comum e mais simples. O adipômetro mede a espessura da pele e permite calcular a taxa de gordura corporal.

2. Bioimpedância



Mauro Ferrarello/SPL/Latinstock

// Nesse procedimento, uma corrente elétrica indolor ($500 \mu\text{A}$) passa pelo corpo, medindo a resistência ao fluxo de energia. Quanto maior a quantidade de tecido adiposo, menor a quantidade de energia que atravessa o corpo.

3. Densidade corpórea

// A partir da massa, determinada com o auxílio de uma balança, e do volume, determinado pela imersão do corpo em um tanque de água, podemos determinar a densidade do corpo. A comparação do valor obtido com valores em tabelas já existentes permite avaliar a porcentagem de tecido adiposo.



Peter Menze/SPL/Latinstock

A quantidade de tecido adiposo em um homem de estatura mediana é por volta de 16% em massa, e em uma mulher de estatura mediana é por volta de 25%. Nos obesos, esse valor pode chegar a 50%.

No corpo dos homens e das mulheres, a gordura se acumula em regiões diferentes. Nos homens, a gordura se acumula na parte superior do corpo e na região do abdome; já nas mulheres, o acúmulo ocorre nos quadris e nas coxas.

Diagnóstico da obesidade

Uma das maneiras mais utilizadas para iniciar o diagnóstico da obesidade é adotar uma relação matemática denominada Índice de Massa Corpórea (IMC), calculada pela expressão:

$$\text{IMC} = \frac{\text{peso (kg)}}{(\text{altura})^2 (\text{m}^2)}$$

Os valores obtidos são interpretados de acordo com a tabela ao lado.

Por exemplo, uma pessoa com 90 kg e 1,70 m de altura tem seu IMC calculado desta forma:

$$\text{IMC} = \frac{90 (\text{kg})}{(1,70)^2 \text{ m}^2} = 31,4 \frac{\text{kg}}{\text{m}^2}$$

De acordo com a tabela, essa pessoa pode ser classificada como obesa de classe I, ou seja, uma obesidade considerada leve; entretanto, esse diagnóstico deve ser conduzido por um profissional da saúde, como, por exemplo, endocrinologistas e nutricionistas.

Classificação de IMC (kg/m ²)	
baixo peso	< 18,5
normal	18,5 – 24,9
pré-obeso	25 – 29,9
obesidade classe I (leve)	30 – 34,9
obesidade classe II (moderada)	35 – 39,99
obesidade classe III (grave, mórbida)	≥ 40

Fatores que levam à obesidade

A ocorrência da obesidade está associada a diversos fatores:

- **Genéticos:** em que pais obesos muitas vezes geram filhos obesos ou com tendência à obesidade.
- **Psicológicos:** em que a ansiedade pode levar algumas pessoas a ingerir quantidade exagerada de alimentos.
- **Culturais:** em que o tipo de alimentação, por exemplo, é determinado pela região ou pela cultura local.



/// Nos Estados Unidos, é muito frequente o consumo abusivo de alimentos pouco saudáveis, o que, somado ao sedentarismo, explica o grande número de pessoas obesas naquele país.

/// Embora muitos acreditem que a obesidade indica que uma criança seja saudável, essa associação entre peso elevado e saúde é equivocada.



Reflita

1. Uma pessoa com 1,75 m e 70 kg pode ser considerada obesa, de acordo com o Índice de Massa Corpórea (IMC)? Justifique sua resposta.
2. Calcule o seu IMC.
3. Pessoas obesas podem apresentar predisposição para algumas doenças. Cite algumas delas.
4. Constantemente revistas encontradas em bancas de jornal trazem fórmulas mágicas para o emagrecimento rápido. São sugestões de dietas

rigorosas, séries exaustivas de exercícios e até a indicação de produtos e remédios que prometem fazer emagrecer em tempos recordes.

- a) Qual é a sua opinião a respeito desses métodos de emagrecimento?
- b) Discuta com seus colegas sobre os possíveis benefícios e prejuízos da perda de peso em curto espaço de tempo.
- c) Qual é a melhor maneira de manter um peso adequado para seu organismo?

Conteúdo energético dos macronutrientes

Hidrocarboneto: classe de substâncias que constituem os principais combustíveis (gasolina, óleo diesel etc.) e cujas moléculas são formadas somente por carbono e hidrogênio.

Podemos comparar o corpo humano a um motor, que, de acordo com as leis da Física, usa energia para realizar trabalho e manter-se em funcionamento.

Da mesma maneira que os hidrocarbonetos fornecem energia para os motores, os alimentos fornecem energia para o nosso corpo, o que é feito mediante uma série de reações químicas, denominadas **metabolismo**.

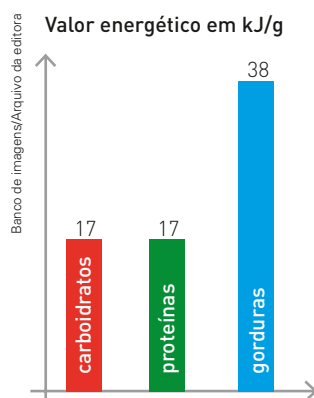
Em uma dieta balanceada, a quantidade de energia obtida através dos alimentos ingeridos deve ser igual à quantidade necessária para a manutenção de todas as atividades do nosso organismo.

$$\text{energia introduzida} = \text{energia gasta} + \text{energia armazenada} \left(\begin{matrix} \text{reservas} \\ \text{energéticas} \end{matrix} \right)$$

Os valores energéticos dos alimentos são estimados de acordo com as quantidades de macronutrientes que contêm — carboidratos, proteínas e gorduras. Observe a figura ao lado da tabela.

Rótulos de alimentos industrializados costumam fornecer informações nutricionais do produto oferecido ao consumidor.

Veja, por exemplo, as informações impressas no rótulo de determinado creme de amendoim.

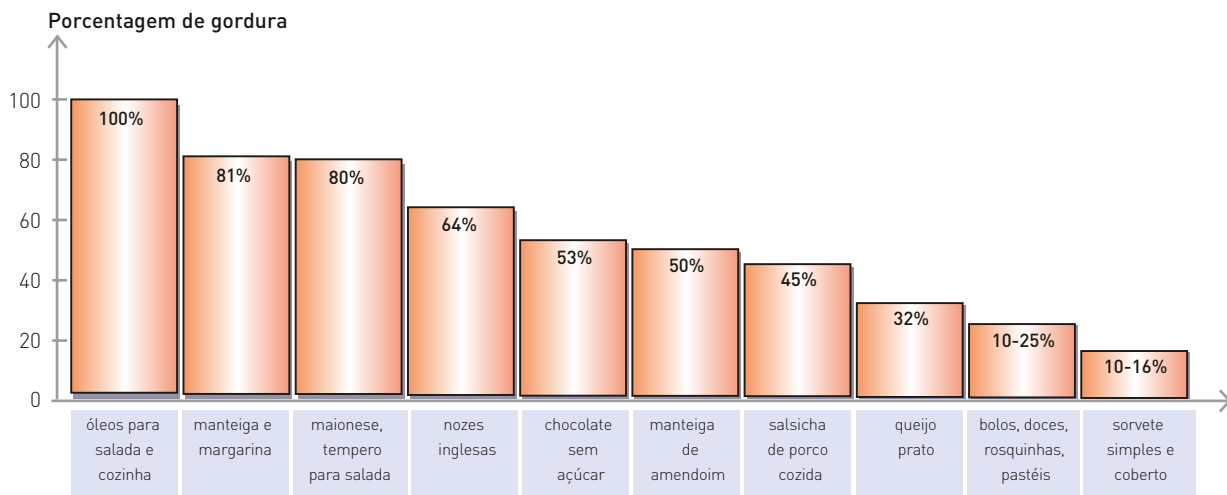


M. Botarelli/Shutterstock

Cada 100 g do produto contém					
energia	2570 kJ	Vitaminas		% R.D.**	
lipídios	49 g	A	3000 U.I.	60	
proteínas	20 g	D	240 U.I.	60	
carboidratos	23 g	E	8 mg	80	
Sais minerais		% R.D.**		niacina (B ₃)	100
ferro	9 mg	60	B ₁₂	1,8 µg	60
fósforo	200 mg	20	B ₁	0,1 mg	5
cálcio	200 mg	25			

** Indica os percentuais da recomendação diária (R.D.) contidos em 100 g do produto (Resolução CNNPA 12/46 de 1978 — MS). Por exemplo, os 9 mg de ferro presentes em 100 g do produto equivalem a 60% do total de ferro recomendado diariamente.

1. Veja no gráfico abaixo a porcentagem aproximada de gordura existente em vários tipos de alimentos comuns no nosso dia a dia:



Fonte: Calloway, D. H.; Carpenter, K. O. Nutrition and Health. Philadelphia: Saunders College Publishing, 1981.

- a) Calcule a quantidade, em gramas, de gordura armazenada em um frasco contendo 500 g de maionese, bem como a quantidade de energia produzida na “queima” dessa gordura.
- b) Qual massa de queijo prato contém a mesma quantidade de gordura encontrada em 100 g de nozes inglesas?
2. Qual a quantidade de energia, em kJ, fornecida pela ingestão de:
- a) 10 g de amido, um tipo de carboidrato?
- b) 10 g de carne de peixe, admitindo-se que essa carne contenha apenas proteínas?
3. Um lanche constituído de um hambúrguer e um pão fornece um total de 1 970 kJ, assim divididos:
- 425 kJ provenientes de carboidratos;
 - 595 kJ provenientes de proteínas;
 - 950 kJ provenientes de gorduras.
- Sabendo-se que o lanche apresenta 75 g de água, que não tem valor energético, e que 1 hora de caminhada consome 1 100 kJ, calcule a massa total em gramas do lanche e o tempo de caminhada necessário para consumir a quantidade de energia fornecida por esse lanche.
4. Para suprir sua necessidade diária de ferro, qual massa de creme de amendoim você deve ingerir diariamente?
5. Qual anomalia é provocada pela deficiência de ferro?
6. Calcule a quantidade de energia fornecida pelos lipídios, pelas proteínas e pelos carboidratos presentes em 100 g de creme de amendoim.
7. Durante o sono, o organismo humano consome aproximadamente 4,2 kJ/min. Quantas horas você deveria dormir para consumir a energia proveniente da ingestão de 200 g de creme de amendoim?

Termoquímica



Philip Kramer/Getty Images

// As reações de combustão ocorrem com liberação de energia na forma de luz e calor.

Tanto os fenômenos físicos, como as mudanças de estado, quanto as reações químicas ocorrem com a absorção ou a liberação de energia térmica na forma de calor.

Neste capítulo, vamos estudar, de maneira mais detalhada, as trocas de energia, na forma de calor, envolvidas nas reações químicas e nas mudanças de estado físico das substâncias.

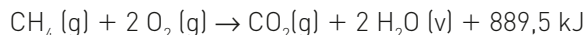
Processos exotérmicos e endotérmicos

São dois os processos em que há troca de energia na forma de calor: o processo exotérmico e o processo endotérmico.

Processo exotérmico: ocorre com a liberação de energia térmica, com fluxo de calor do sistema para o meio.

- **Fenômeno químico exotérmico:**

A combustão completa de 1,0 mol de metano libera 889,5 kJ. A reação termoquímica que representa esse fenômeno é:

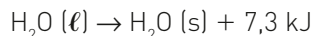


Na imagem ao lado temos a queima do metano armazenado no *permafrost* (solo das regiões árticas que se mantém congelado). O gás fica preso na estrutura cristalina do gelo e pode escapar quando essa estrutura é rompida.

A combustão do metano é um processo exotérmico, liberando grandes quantidades de energia térmica na forma de calor.

- **Fenômeno físico exotérmico:**

Quando 1,0 mol de água líquida se solidifica transformando-se em 1,0 mol de água sólida, ocorre a liberação de 7,3 kJ. Esse fenômeno pode ser representado pela equação:



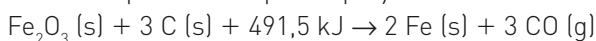
Os processos exotérmicos podem ser representados da seguinte maneira:

substâncias no estado inicial → substâncias no estado final + energia térmica na forma de calor

Processo endotérmico: ocorre com a absorção de energia térmica, com fluxo de calor no sentido do meio para o sistema.

- **Fenômeno químico endotérmico:**

A transformação de 1,0 mol de hematita (Fe_2O_3) em ferro metálico ocorre com a absorção de 491,5 kJ e pode ser representada pela equação:



- **Fenômeno físico endotérmico:**

Quando 1,0 mol de água líquida absorve 44 kJ do ambiente, transforma-se em água no estado de vapor.



Os processos endotérmicos podem ser representados da seguinte maneira:

substâncias no estado inicial + energia térmica na forma de calor → substâncias no estado final



Johner RF/Getty Images

// Combustão do metano armazenado no *permafrost*.



Radharc Images/Alamy/Glow Images

// A solidificação da água pode originar a neve.



Ugo Ambrogio/Alamy/Fotografia

// A obtenção de ferro, a partir da hematita (Fe_2O_3), nos altos-fornos demanda o fornecimento de uma grande quantidade de energia térmica na forma de calor.



Thinkstock/Getty Images

// A roupa molhada pendurada em um varal seca mais rapidamente em dias quentes e secos.

Relação entre quantidades de matéria e de calor

A quantidade de energia térmica liberada ou absorvida na forma de calor é sempre proporcional à quantidade das substâncias envolvidas. Veja, abaixo, a representação da transformação do gás ozônio em gás oxigênio.



Essa reação pode também ser representada pela equação:

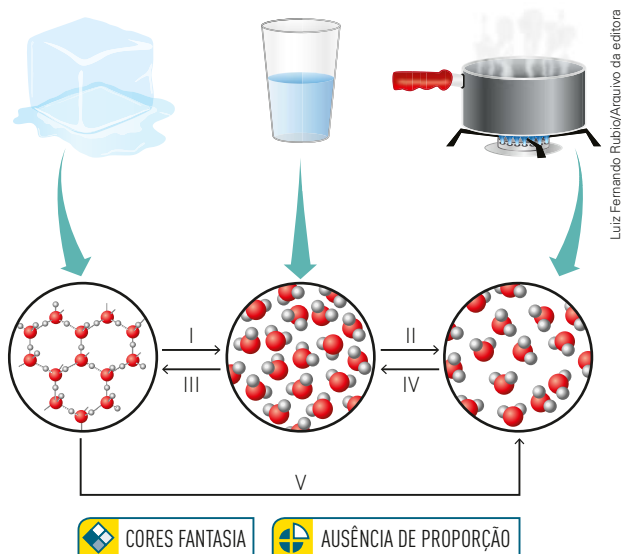


Podemos concluir que, na transformação de 2 mol de $\text{O}_3 (\text{g})$, são produzidos 3 mol de $\text{O}_2 (\text{g})$ e são liberados 426,9 kJ. A partir dessa relação podemos calcular a energia térmica liberada na forma de calor para quaisquer outras quantidades, por exemplo, a transformação de 20 mol de O_3 .

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{O}_3 (\text{g}) & \longrightarrow & 2 \text{O}_2 (\text{g}) + 426,9 \text{ kJ} \\ 2 \text{ mol} & \xrightarrow{\text{liberam}} & 426,9 \text{ kJ} \\ 20 \text{ mol} & \xrightarrow{\quad} & x \\ x = 4269 \text{ kJ} \end{array}$$

Fundamentando seus conhecimentos

A montagem a seguir representa mudanças de estado da água.

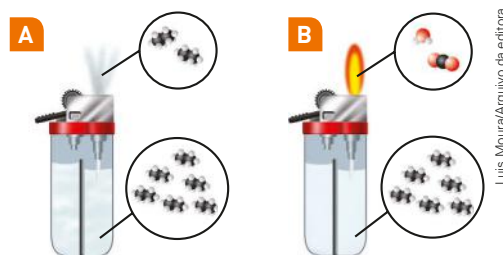


Com base nessa montagem, responda às questões 1 e 2.

1. Dê o nome de cada mudança de estado.
2. Classifique cada mudança de estado em exotérmica ou endotérmica.

As questões 3 a 9 devem ser respondidas com base nas informações a seguir.

Os isqueiros geralmente têm como combustível o butano (C_4H_{10}). Abaixo, estão representadas duas situações.



3. Em qual situação ocorreu um fenômeno físico?
4. Esse fenômeno físico é endotérmico ou exotérmico?
5. Em qual situação ocorreu um fenômeno químico?
6. Esse fenômeno químico é endotérmico ou exotérmico?
7. O gás butano, ao reagir com o gás oxigênio (O_2), produz gás carbônico (CO_2) e vapor de água (H_2O). Equacione a reação devidamente balanceada.
8. Na combustão completa de 1 mol de C_4H_{10} são liberados 2658 kJ. Calcule a energia térmica liberada na forma de calor na queima de 5 mol de C_4H_{10} .
9. Sabendo que a massa molar do C_4H_{10} é igual a $58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule a energia térmica liberada na forma de calor na queima de 29 g de C_4H_{10} .

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Enem)

O ciclo da água é fundamental para a preservação da vida no planeta. As condições climáticas da Terra permitem que a água sofra mudanças de fase e a compreensão dessas transformações é fundamental para se entender o ciclo hidrológico. Numa dessas mudanças, a água ou a umidade da terra absorve o calor do sol e dos arredores. Quando já foi absorvido calor suficiente, algumas das moléculas do líquido podem ter energia necessária para começar a subir para a atmosfera.

Disponível em: <<http://www.keroagua.blogspot.com>>. Acesso em 30 mar. 2009 (adaptado).

A transformação mencionada no texto é a:

- a) fusão.
 - b) liquefação.
 - ☒ c) evaporação.
 - d) solidificação.
 - e) condensação.
2. (Ifsul-RS) Que alternativa contém apenas fenômenos endotérmicos ou apenas fenômenos exotérmicos?
- a) Queima de carvão – combustão em motores de automóveis – evaporação de líquidos.
 - ☒ b) Secagem de roupas – ebulição da água – derretimento de gelo.
 - c) Combustão em motores de automóveis – formação de geada – evaporação dos lagos.
 - d) Evaporação de líquidos – secagem de roupas – explosão de fogos de artifício.

3. (UPE/SSA)

Um fenômeno raro no Nordeste chamou a atenção de moradores de Ouricuri, no Sertão do Estado. No final da tarde da última terça-feira de 2014, caiu granizo na localidade, por cerca de dez minutos. Quando o dia amanheceu, foi possível observar vapores sendo formados do granizo depositado no chão.

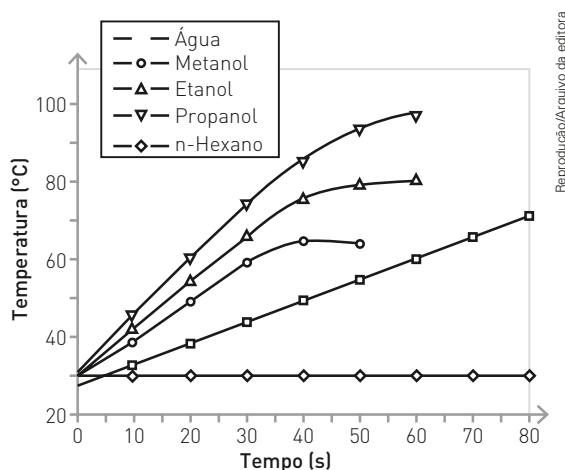
Disponível em: <http://www.jornaldecaruaru.com.br/2014/12/> Acesso em: junho 2015.

Considerando as informações dessa notícia, o que ocorria com o granizo ao amanhecer?

- a) Um processo exotérmico.
- ☒ b) Um processo endotérmico.
- c) Um processo isotérmico.
- d) Uma reação química endotérmica.
- e) Uma reação química exotérmica.

4. (Enem) O aquecimento de um material por irradiação com micro-ondas ocorre por causa da interação da onda eletromagnética com o dipolo elétrico da molécula. Um importante atributo do aquecimento por micro-ondas é a absorção direta da energia pelo material a ser aquecido. Assim, esse aquecimento é seletivo e dependerá, principalmente, da constante dielétrica e da frequência de relaxação do material.

O gráfico mostra a taxa de aquecimento de cinco solventes sob irradiação de micro-ondas.



BARBOZA, A. C. R. N. et al. Aquecimento em forno de micro-ondas. Desenvolvimento de alguns conceitos fundamentais. *Química Nova*. n. 6. 2001 (adaptado).

No gráfico, qual solvente apresenta taxa média de aquecimento mais próxima de zero, no intervalo de 0 s a 40 s?

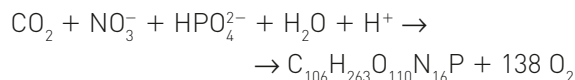
- a) água
 - b) metanol
 - c) etanol
 - d) propanol
 - ☒ e) n-Hexano
5. (UFRGS-RS) Considere as seguintes afirmações sobre termoquímica.
- I. A vaporização do etanol é um processo exotérmico.
 - II. Os produtos de uma reação de combustão têm entalpia inferior aos reagentes.
 - III. A reação química da cal viva (óxido de cálcio) com a água é um processo em que ocorre absorção de calor.
- $$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 65 \text{ kJ}$$
- Quais estão corretas?
- a) Apenas I.
 - ☒ b) Apenas II.
 - c) Apenas III.
 - d) Apenas I e II.
 - e) I, II e III.

Para as questões **6 a 8**, considere as informações abaixo.

Combustão completa do álcool comum (etanol):
 $1 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O} \quad \Delta H = -1373 \text{ kJ}$
 Massa molar: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ g/mol}$.

6. Qual é a quantidade de energia liberada ou absorvida na forma de calor na queima de 5 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?
7. Se ocorresse a formação de 1 mol de CO_2 na reação, qual seria a quantidade de energia liberada ou absorvida na forma de calor?
8. Calcule a quantidade de energia liberada ou absorvida na forma de calor na queima de 460 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
9. (Unicamp-SP) A síntese de alimentos no ambiente marinho é de vital importância para a

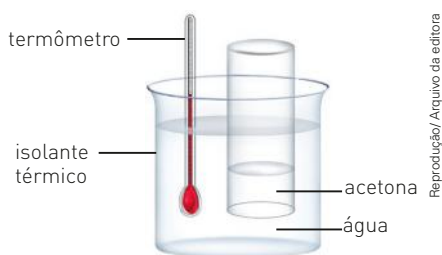
manutenção do atual equilíbrio do sistema Terra. Nesse contexto, a penetração da luz na camada superior dos oceanos é um evento fundamental. Ela possibilita, por exemplo, a fotossíntese, que leva à formação do fitoplâncton, cuja matéria orgânica serve de alimento para outros seres vivos. A equação química abaixo, não balanceada, mostra a síntese do fitoplâncton. Nessa equação, o fitoplâncton é representado por uma composição química média.



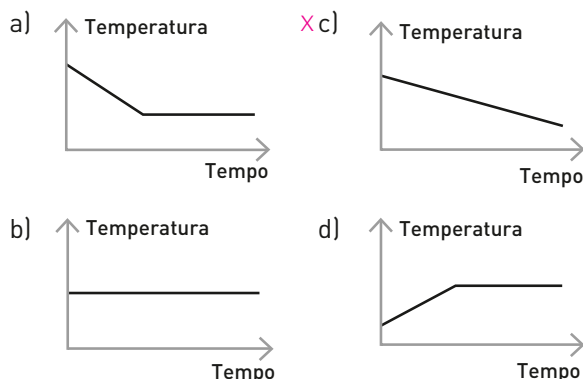
- a) Reescreva essa equação química balanceada.
- b) De acordo com as informações do enunciado, a formação do fitoplâncton absorve ou libera energia? Justifique sua resposta.
- c) Além da produção de alimento, que outro benefício a formação do fitoplâncton fornece para o sistema Terra?

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFRGS-RS) Em nosso cotidiano ocorrem processos que podem ser endotérmicos (absorvem energia) ou exotérmicos (liberam energia). Indique a alternativa que contém apenas fenômenos exotérmicos ou apenas fenômenos endotérmicos.
 - x a) explosão de fogos de artifício – combustão em motores de automóveis – formação de geada.
 - b) secagem de roupas – formação de nuvens – queima de carvão.
 - c) combustão em motores de automóveis – formação de geada – evaporação dos lagos.
 - d) evaporação de água dos lagos – secagem de roupas – explosão de fogos de artifício.
 - e) queima de carvão – formação de geada – derretimento de gelo.
2. (UFMG) Um béquer aberto, contendo acetona, é mergulhado em outro béquer maior, isolado termicamente, o qual contém água, conforme mostrado na figura.



A temperatura da água é monitorada durante o processo de evaporação da acetona, até que o volume desta se reduz à metade do valor inicial. Indique a alternativa cujo gráfico descreve qualitativamente a variação da temperatura registrada pelo termômetro mergulhado na água, durante esse experimento:



3. (Fatec-SP) Fazer a mala para uma viagem poderá ser tão simples como pegar algumas latas de *spray*, que contenham uma mistura de polímero coloidal, para fazer suas próprias roupas “*spray-on*”. Tanto faz se é uma camiseta ou um traje noturno, o tecido “*spray-on*” é uma novidade para produzir uma variedade de tecidos leves. A fórmula consiste em fibras curtas interligadas com polímeros e um sol-

vente que produz o tecido em forma líquida. Esse tecido provoca uma sensação fria ao ser pulverizado no corpo, mas adquire a temperatura corporal em poucos segundos. O material é pulverizado diretamente sobre a pele nua de uma pessoa, onde seca quase instantaneamente.



<http://tinyurl.com/qermcv6>. Acesso em 29.08.2014.
Adaptado. Original colorido.

A sensação térmica provocada pelo tecido “*spray-on*”, quando pulverizado sobre o corpo, ocorre porque o solvente

- ☒ a) absorve calor do corpo, em um processo endotérmico.
 - b) absorve calor do corpo, em um processo exotérmico.
 - c) condensa no corpo, em um processo endotérmico.
 - d) libera calor para o corpo, em um processo exotérmico.
 - e) libera calor para o corpo, em um processo endotérmico.
4. (UPF-PR) A termoquímica estuda a energia que é liberada ou absorvida, sob a forma de calor, em pressão constante, em processos como mudanças de fases e reações químicas. Sobre a termoquímica, analise as afirmações a seguir e marque V para verdadeiro e F para falso.
- ☐ Uma reação de combustão é uma reação exotérmica, na qual a variação de entalpia tem sinal negativo.
 - ☐ Quando uma reação endotérmica ocorre, o sistema formado pelos participantes dessa reação absorve calor das vizinhanças.
 - ☐ Derramando-se gotas de propanona (acetona) na pele, é provocada uma sensação de frio, justificada em razão de a evaporação ser um processo exotérmico.
 - ☐ A dissolução do H_2SO_4 concentrado em água é um processo exotérmico, que pode ser confirmado pela diminuição da temperatura.
 - ☐ O processo de fusão do gelo absorve calor da vizinhança, assim, a variação de entalpia tem sinal negativo.

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- a) V – F – V – F – V. ☒ d) V – V – F – F – F.
- b) V – V – V – F – F. e) F – V – F – V – V.
- c) F – V – V – F – V.

5. (IFBA) As reações químicas da fotossíntese e da respiração são representadas, respectivamente, pelas equações abaixo:

Fotossíntese:



Respiração:



Com base nas reações químicas, pode-se afirmar que:

- a) ambas são exotérmicas.
 - b) ambas são endotérmicas.
 - c) ambas são combustões completas.
 - d) os reagentes da fotossíntese são os mesmos da respiração.
 - ☒ e) os reagentes da fotossíntese são os produtos da respiração.
6. (Fuvest-SP) A oxidação de açúcares no corpo humano produz ao redor de 4,0 quilocalorias por grama de açúcar oxidado. A oxidação de um décimo de mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) vai produzir aproximadamente:
- Massas atômicas: H = 1,0; C = 12; O = 16.
- a) 40 kcal. c) 60 kcal. e) 80 kcal.
 - b) 50 kcal. ☒ d) 70 kcal.
7. (UFMG) A energia que um ciclista gasta ao pedalar uma bicicleta é cerca de 1800 kJ/hora acima de suas necessidades metabólicas normais. A sacarose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (massa molar = 342 g/mol), fornece aproximadamente 5400 kJ/mol de energia. A alternativa que indica a massa de sacarose que esse ciclista deve ingerir para obter a energia extra necessária para pedalar 1 h é:
- a) 1026 g. c) 15,8 g. e) 0,333 g.
 - ☒ b) 114 g. d) 3,00 g.
8. (Fuvest-SP)
- $$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2,1 \cdot 10^2 \text{ kcal/mol de CH}_4$$
- $${}^7_3\text{Li} + {}^1_1\text{H} \rightarrow 2 {}^4_2\text{He} + 4,0 \cdot 10^8 \text{ kcal/mol de } {}^7_3\text{Li}$$
- Para se ter a mesma quantidade de energia que é liberada na produção de 1 mol de hélio, calcule a massa de metano (CH_4) que deve ser queimada. (Massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol.)

9. (ITA-SP) A 25 °C e pressão de 1 atm, a queima completa de um mol de hexano produz dióxido de carbono e água no estado gasoso e libera 3883 kJ, enquanto a queima completa da mesma quantidade de heptano produz as mesmas substâncias no estado gasoso e libera 4498 kJ.
- a) Escreva as equações químicas, balanceadas, para as reações de combustão em questão.
- b) Utilizando as informações fornecidas no enunciado desta questão, faça uma estimativa do valor do calor de combustão do decano. Deixe claro o raciocínio utilizado na estimativa realizada.
- (Fórmulas moleculares: hexano = C_6H_{14} ; heptano = C_7H_{16} ; decano = $C_{10}H_{22}$.)

Entalpia



// Durante a queima de um palito de fósforo, as substâncias na madeira reagem com o oxigênio do ar, ocorrendo a liberação de energia.

A imagem ao lado mostra uma reação de combustão que pode ser representada, simplificada, por:



Nessa reação, assim como em todas as combustões, ocorre liberação de energia. Uma pergunta interessante sobre a reação é: de onde veio essa energia?

A energia estava contida nos reagentes e foi liberada quando ocorreu a formação dos produtos. Isso permite concluir que cada substância deve apresentar certa quantidade de energia, a qual é denominada **energia interna**, representada pela letra **U**, e pode ser interpretada como a soma das energias cinética e potencial das partículas que compõem a substância.

Para determinar a quantidade de energia liberada ou absorvida pela reação quando há troca de energia térmica (calor), utilizamos a **entalpia (H)**, uma grandeza que corresponde à energia que é trocada por um sistema a pressão constante, está associada à energia interna (U) desse sistema (reagentes + produtos) e caracteriza uma propriedade extensiva da matéria, isto é, depende da quantidade de cada substância do sistema.

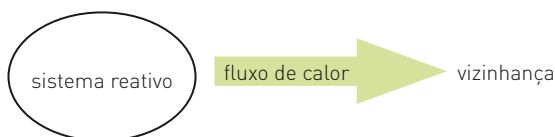
Como a entalpia é definida para processos que ocorrem a pressão constante e a maioria das reações ocorre em um recipiente aberto, ou seja, com pressão constante de, aproximadamente, 1 atm, podemos utilizá-la para determinar a quantidade de calor envolvido nessas reações.

Não é conhecida uma maneira de determinar a entalpia (H) de uma única substância. Na prática, o que conseguimos medir é a variação da entalpia (ΔH) de um processo, utilizando um calorímetro. Essa variação corresponde à quantidade de energia liberada ou absorvida durante o processo, desde que realizado a pressão constante, considerando que não há perdas de energia.

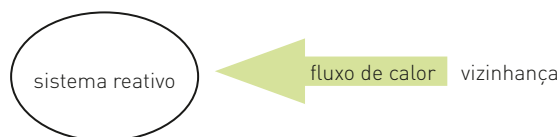
O cálculo da variação da entalpia é dado pela expressão genérica:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}} \quad \text{ou} \quad \Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Processo exotérmico



Processo endotérmico

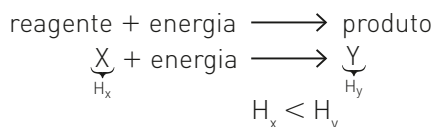


// Em um processo endotérmico, a entalpia do sistema reativo aumenta, enquanto em um processo exotérmico ela diminui.

Variação da entalpia (ΔH) em reações endotérmicas

Nas reações endotérmicas, como ocorre **absorção** de energia na forma de calor, a entalpia dos produtos (H_p) é **maior** do que a entalpia dos reagentes (H_R).

- Genericamente, temos:

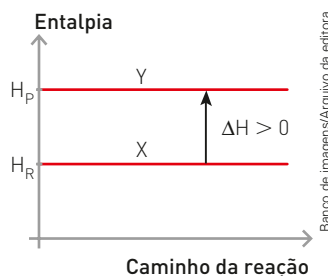


$$\Delta H = H_{\text{produto}} - H_{\text{reagente}}$$

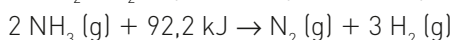
$$\Delta H = H_y - H_x$$

$$\Delta H > 0$$

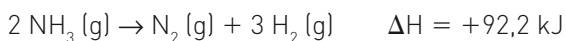
- Graficamente, temos:



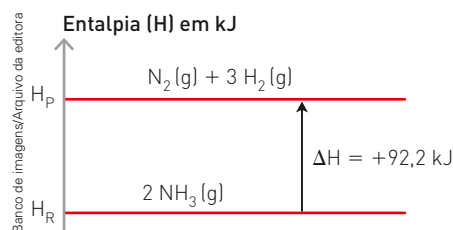
Considere, como exemplo, a decomposição térmica da amônia (NH_3), na qual são produzidos os gases N_2 e H_2 . O processo pode ser representado por:



No entanto, a representação mais adequada indica a variação da entalpia (ΔH), que será positiva, pois a reação é endotérmica.



- Graficamente, temos a representação:

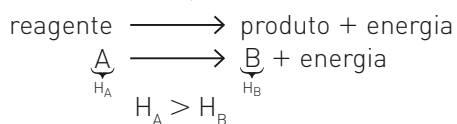


Analisando as equações ou o diagrama, devemos entender que, quando 1 mol de gás nitrogênio (N_2) reage com 3 mol de gás hidrogênio (H_2), produzindo 2 mol de gás amônia (NH_3), ocorre a liberação de 92,2 kJ. Pelas equações ou pelo diagrama, devemos entender que, na decomposição de 2 mol de gás amônia, produzindo 1 mol de gás nitrogênio e 3 mol de gás hidrogênio, são absorvidos 92,2 kJ.

Variação da entalpia (ΔH) em reações exotérmicas

Nas reações exotérmicas, como há **liberação** de energia na forma de calor, a entalpia dos produtos (H_p) é **menor** do que a entalpia dos reagentes (H_R).

- Genericamente, temos:

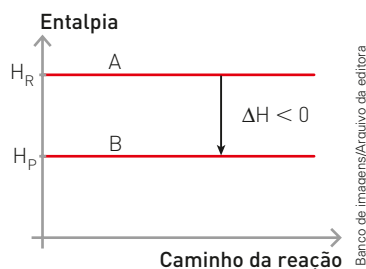


$$\Delta H = H_{\text{produto}} - H_{\text{reagente}}$$

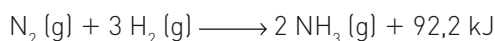
$$\Delta H = H_B - H_A$$

$$\Delta H < 0$$

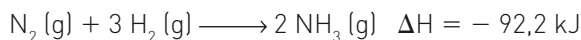
- Graficamente, temos:



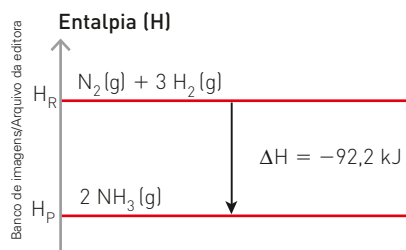
Considere como exemplo o processo industrial de produção de amônia (NH₃), denominado Haber-Bosch, feito a partir de N₂ (g) e H₂ (g). A equação que representa o processo é:



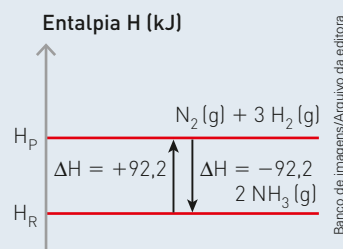
No entanto, a representação mais adequada é feita indicando-se a variação da entalpia (ΔH), que será negativa, pois essa reação é exotérmica.



- Graficamente, temos a representação:



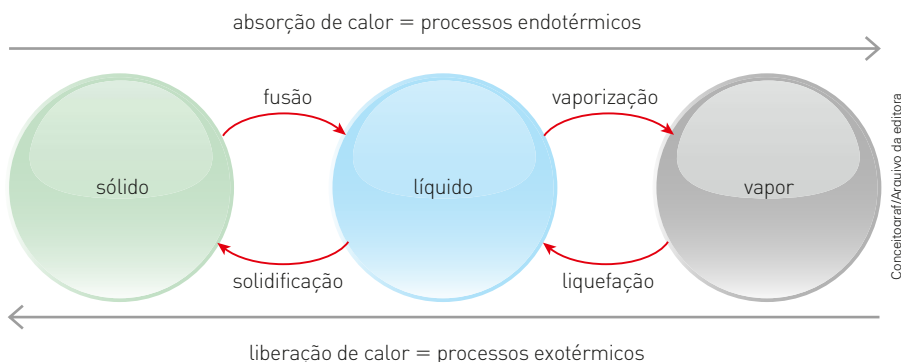
A partir dos dois exemplos apresentados – síntese e decomposição da amônia –, podemos perceber que a quantidade de energia envolvida é a mesma, isto é, a quantidade de energia liberada na síntese da amônia é numericamente igual à quantidade de energia absorvida na sua decomposição, em valores absolutos.



ΔH nas mudanças de estado físico

As mudanças de estado ocorrem com absorção ou liberação de energia térmica na forma de calor.

A quantidade de energia necessária para provocar a fusão de 1 mol de uma substância, a pressão constante, é denominada **calor** ou **entalpia de fusão**. As quantidades de energia térmica envolvidas nas demais mudanças de estado são denominadas de maneira análoga.



Vamos estudar os ΔH envolvidos nas mudanças de estado para a água. A fusão do gelo e a vaporização da água líquida ocorrem por meio de absorção de energia térmica na forma de calor. Podemos representar a absorção de calor na fusão da água sólida por:



A quantidade de calor necessária para provocar a fusão de 1 mol de H_2O (s) é denominada **calor** ou **entalpia de fusão** e equivale a 7,3 kJ/mol.

Na vaporização da água líquida, temos:



A quantidade de energia na forma de calor necessária para provocar a vaporização de 1 mol de H_2O (ℓ) é denominada **calor** ou **entalpia de vaporização** e equivale a 44 kJ/mol.

Se considerarmos os processos inversos, teremos, respectivamente:

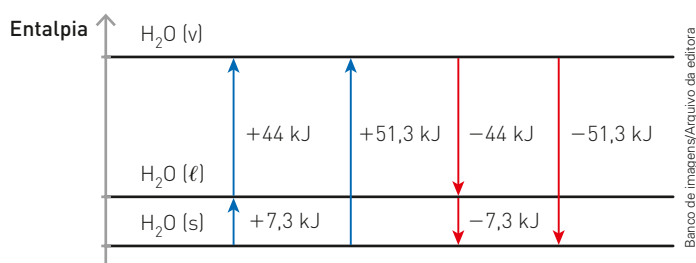


Portanto, a **entalpia de solidificação** da água líquida é -7,3 kJ/mol.



Portanto, a **entalpia de liquefação (condensação)** da água no estado de vapor é -44 kJ/mol.

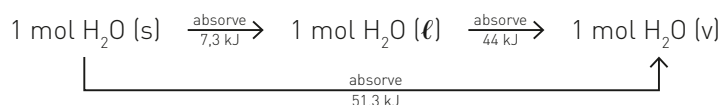
Essas mudanças de estado podem ser representadas graficamente:



2

Por que 1 mol de água absorve mais energia durante a sua vaporização do que durante a sua fusão?

Pela análise do gráfico podemos notar que:



O mesmo raciocínio pode ser utilizado no processo inverso.

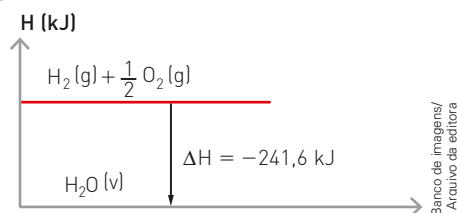
Fundamentando seus conhecimentos

A indústria automobilística tem se empenhado no desenvolvimento de motores que utilizam combustíveis alternativos, como GNV (Gás Natural Veicular), álcool, biodiesel e gás hidrogênio.



Veículo movido a hidrogênio.

Entre esses, o gás hidrogênio é considerado o combustível "limpo", que não causa poluição. O gráfico abaixo representa a combustão do gás hidrogênio.



Com base nessas informações, responda às questões 1 a 5.

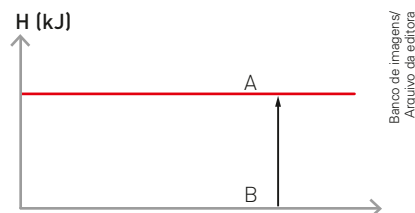
1. A reação indicada no gráfico é exotérmica ou endotérmica?

- Calcule o calor envolvido na formação de 5,0 mol de H_2O (v).
- Calcule o calor envolvido na formação de 1,8 kg de H_2O (v).
(Massa molar da água = 18 g/mol.)
- Na decomposição da H_2O (v) ocorre absorção ou liberação de energia?
- Calcule o calor envolvido na decomposição de 9,0 g de H_2O (v).

O texto a seguir deve ser utilizado para responder às questões 6 a 8.

Raios e relâmpagos produzem na atmosfera várias substâncias, entre elas o monóxido de nitrogênio gasoso. Na formação de 1,0 mol desse óxido são absorvidos 90,0 kJ.

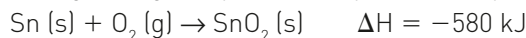
- Equacione a reação que permite obter 1,0 mol do óxido e o ΔH da reação.
- Quais substâncias deveriam ser representadas nas posições A e B para completar corretamente o diagrama abaixo, da produção de 1,0 mol do óxido?



- Calcule o calor envolvido na produção de 270 g desse óxido.
(Massas atômicas: N = 14; O = 16.)

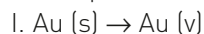
Desenvolvendo seus conhecimentos

A reação entre o metal estanho e o gás oxigênio pode ser representada pela equação:

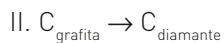


Essa informação deve ser usada para resolver as questões 1 a 3.

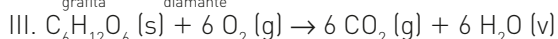
- Construa um diagrama de entalpia indicando a posição dos reagentes e do produto e o ΔH da reação.
- Calcule o calor envolvido na reação de 4 mol de Sn.
- Calcule o calor envolvido na formação de 1,51 kg de SnO_2 .
Dado: massa molar $\text{SnO}_2 = 151 \text{ g/mol}$.
- Classifique as transformações em endotérmicas ou exotérmicas.



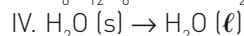
$$\Delta H = +370 \text{ kJ/mol}$$



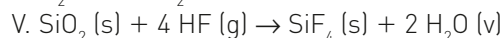
$$\Delta H = +2,09 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -2813 \text{ kJ/mol}$$

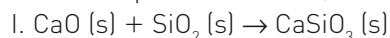


$$\Delta H = +7,3 \text{ kJ/mol}$$

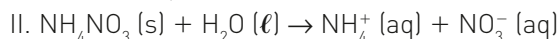


$$\Delta H = -176 \text{ kJ/mol}$$

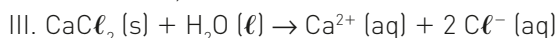
- (Cefet-SC) As bolsas térmicas consistem, geralmente, de dois invólucros selados e separados, onde são armazenadas diferentes substâncias químicas. Quando a camada que separa os dois invólucros é rompida, as substâncias neles contidas misturam-se e ocorre o aquecimento ou o resfriamento. A seguir, estão representadas algumas reações químicas que ocorrem após o rompimento da camada que separa os invólucros com seus respectivos ΔH^0 . Analise as reações e os valores correspondentes de ΔH^0 e indique a alternativa que correlaciona, corretamente, as reações com as bolsas térmicas quentes ou frias:



$$\Delta H^0 = -89,5 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^0 = +25,69 \text{ kJ/mol}$$

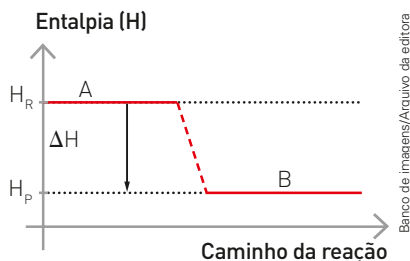


$$\Delta H^0 = -82,80 \text{ kJ/mol}$$

- a) (I) é fria; (II) é quente; (III) é fria.
 x b) (I) é quente; (II) é fria; (III) é quente.
 c) (I) é fria; (II) é fria; (III) é fria.

- d) (I) é quente; (II) é quente; (III) é fria.
 e) (I) é quente; (II) é quente; (III) é quente.

6. (UFRRJ) Desde a pré-história, quando aprendeu a manipular o fogo para cozinhar seus alimentos e se aquecer, o homem vem percebendo sua dependência cada vez maior das várias formas de energia. A energia é importante para uso industrial e doméstico, nos transportes etc. Existem reações químicas que ocorrem com liberação ou absorção de energia, sob a forma de calor, denominadas, respectivamente, exotérmicas e endotérmicas. Observe o gráfico a seguir e indique a alternativa correta:



- a) O gráfico representa uma reação endotérmica.
 x b) O gráfico representa uma reação exotérmica.
 c) A entalpia dos reagentes é igual à dos produtos.
 d) A entalpia dos produtos é maior que a dos reagentes.
 e) A variação de entalpia é maior que zero.
7. (Acafe-SC) O nitrato de amônio pode ser utilizado na fabricação de fertilizantes, herbicidas e explosivos. Sua reação de decomposição está representada abaixo:
- $$\text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{N}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \quad \Delta H = -37 \text{ kJ}$$

A energia liberada (em módulo) quando 90 g de água é formada por essa reação é:

Dados: H: 1 g/mol; O: 16 g/mol; N: 14 g/mol.

- a) 74 kJ.
 x b) 92,5 kJ.
 c) 185 kJ.
 d) 41,6 kJ.
8. (Unicamp-SP) Em 12 de maio de 2017 o Metrô de São Paulo trocou 240 metros de trilhos de uma de suas linhas, numa operação feita de madrugada, em apenas três horas. Na solda entre o trilho novo e o usado empregou-se uma reação química denominada térmita, que permite a obtenção de uma temperatura local de cerca de 2000 °C. A reação utilizada foi entre um óxido de ferro e o alumínio metálico. De acordo com essas informações, uma possível equação termoquímica do processo utilizado seria:

- a) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$
 $\Delta H = +852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 b) $\text{FeO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Fe} + \text{AlO}_3$
 $\Delta H = -852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 c) $\text{FeO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Fe} + \text{AlO}_3$
 $\Delta H = +852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 x d) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$
 $\Delta H = -852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

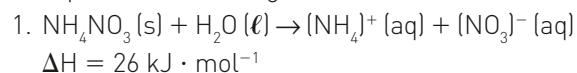
Desafiando seus conhecimentos

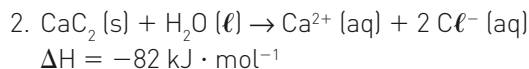
Dadas as equações químicas abaixo, responda à questão 1.

- I. $\text{Metano} + \text{Ar} \xrightarrow{\text{E}} \text{produtos}$
 $\Delta H^0 = -802 \text{ (kJ/mol)}$
 II. $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{produtos}$
 $\Delta H^0 = -55 \text{ (kJ/mol)}$
 III. $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{produtos}$
 $\Delta H^0 = +178,2 \text{ (kJ/mol)}$
1. (UEPB) Julgue os itens a seguir relativos às reações químicas dadas.
- I. As reações I e II são exotérmicas.
 II. Todas as reações liberam energia na forma de calor.
 III. A reação II é endotérmica.
 IV. Para promover a reação III, a reação I é mais eficiente que a II, pois libera mais calor.
- Estão corretas:

- a) Apenas II e III.
 b) Apenas I e II.
 x c) Apenas I e IV.
 d) Apenas III e IV.
 e) Todas.

2. (Unicamp-SP) *Hot pack* e *cold pack* são dispositivos que permitem, respectivamente, aquecer ou resfriar objetos rapidamente e nas mais diversas situações. Esses dispositivos geralmente contêm substâncias que sofrem algum processo quando eles são acionados. Dois processos bastante utilizados nesses dispositivos e suas respectivas energias estão esquematizados nas equações 1 e 2 apresentadas a seguir.

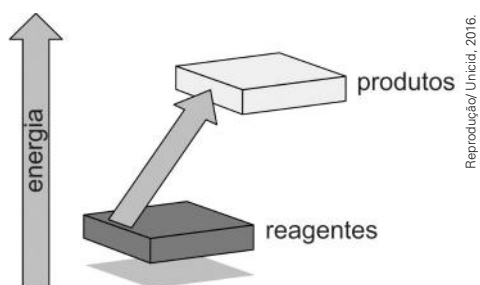




De acordo com a notação química, pode-se afirmar que as equações 1 e 2 representam processos de:

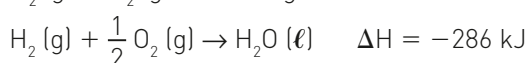
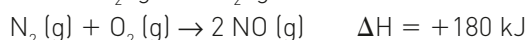
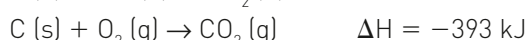
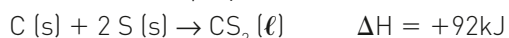
- a) dissolução, sendo a equação 1 para um *hot pack* e a equação 2 para um *cold pack*.
- ☒ b) dissolução, sendo a equação 1 para um *cold pack* e a equação 2 para um *hot pack*.
- c) diluição, sendo a equação 1 para um *cold pack* e a equação 2 para um *hot pack*.
- d) diluição, sendo a equação 1 para um *hot pack* e a equação 2 para um *cold pack*.

3. (Unicid/MED-SP) Analise o diagrama de uma reação química:



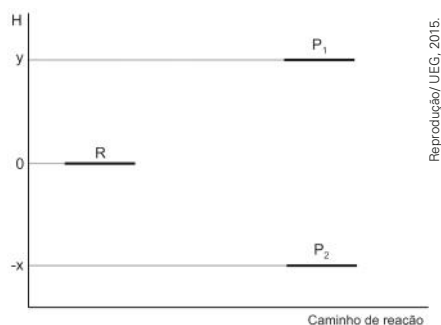
- a) O processo representado pelo diagrama é endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta.

- b) Considere as equações:



Selecione as reações químicas que podem ser usadas como exemplos para o diagrama. Justifique sua resposta.

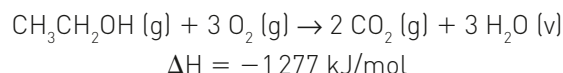
4. (UEG-GO) O gráfico a seguir representa a variação de entalpia para uma reação genérica que pode levar à formação dos produtos P_1 e P_2 a partir do reagente R.



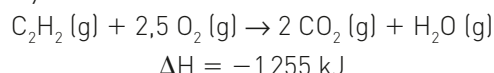
A análise do gráfico permite concluir que a:

- a) reação libera energia para produção de P_1 .
- b) produção de P_2 é um processo endotérmico.
- ☒ c) variação de entalpia para formação de P_1 é y.
- d) reação que leva a P_2 ocorre com absorção de calor.

5. (Vunesp-SP) Considerando a utilização do etanol como combustível para veículos automotores, escreva a equação química balanceada da sua combustão no estado gasoso com $\text{O}_2(\text{g})$, produzindo $\text{CO}_2(\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Dadas para o etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{g})$ a massa molar (g/mol) igual a 46 e a densidade igual a $0,80 \text{ g/cm}^3$, calcule a massa, em gramas, de etanol consumida por um veículo com eficiência de consumo de 10 km/L , após percorrer 115 km , e o calor liberado em kJ, sabendo-se que o calor de combustão do etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{g})$ é igual a -1277 kJ/mol .



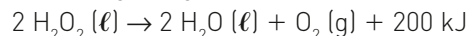
6. (PUC-RJ) A combustão completa do etino (mais conhecido como acetileno) é representada na equação abaixo.



Assinale a alternativa que indica a quantidade de energia, na forma de calor, que é liberada na combustão de 130 g de acetileno, considerando o rendimento dessa reação igual a 80% .

- a) -12550 kJ
- b) -6275 kJ
- ☒ c) -5020 kJ
- d) -2410 kJ

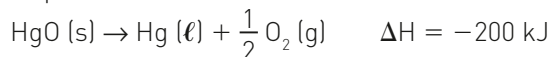
7. (USCS/MED-SP) Quando usada para tratar um corte na pele, a água oxigenada, a 25°C e pressão de 1 atm sofre decomposição, formando água e liberando oxigênio gasoso, de acordo com a equação:



Dados: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

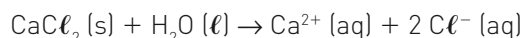
- a) Calcule a quantidade de energia liberada para a decomposição de 34 g de água oxigenada a 25°C e pressão de 1 atm .
- b) Nessas condições e considerando a constante universal dos gases como sendo igual a $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, calcule o volume de oxigênio formado na decomposição de 34 g de água oxigenada.

8. (PUC-RJ) O mercúrio tem número atômico igual a 80 e é o único metal líquido na temperatura ambiente. O mercúrio pode ser produzido a partir da decomposição do seu óxido HgO que tem massa molar igual a $216,6 \text{ g mol}^{-1}$. A decomposição de uma quantidade de HgO liberou 40 kJ de energia. Considerando o mercúrio e a reação de decomposição de seu óxido indicada abaixo, faça o que se pede.

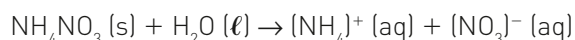


Dado: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

- Calcule a massa de HgO que se decompôs.
 - Calcule o volume que $\text{O}_2 \text{ (g)}$ produzido ocupa a 1 atm e 25°C .
 - Indique o número de nêutrons do isótopo ^{200}Hg .
9. (UFSM-RS) Em dispositivos de primeiros socorros, os sais têm sido empregados para o tratamento de problemas musculares em atletas. Esses dispositivos instantâneos funcionam por meio de reações químicas exotérmicas ou endotérmicas. Em geral, para compressas quentes, utiliza-se cloreto de cálcio e, para compressas frias, nitrato de amônio. As reações envolvidas são:



$$\Delta H = -83 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\Delta H = +26 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Considerando $4,15 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ o calor específico da água e $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ a densidade, qual será a variação da temperatura, em $^\circ\text{C}$, se forem adicionados 55,5 g de cloreto de cálcio a 100 mL de água, a 20°C ?

- 70
 - 80
 - 90
 - ☒ d) 100
 - 110
10. (Unicamp-SP) Água potável pode ser obtida a partir da água do mar basicamente através de três processos. Um desses processos é a osmose reversa; os outros dois envolvem mudanças de fases da água. No processo denominado **MSFD**, a água do mar é aquecida, vaporizada e em seguida liquefeita. No outro, denominado **FM**, a água do mar é resfriada, solidificada e em seguida fundida. Nesses dois processos, a água

líquida passa para outro estado de agregação e dessa forma se separa dos solutos presentes na água do mar.

- a) Considere a afirmação: “Os processos industriais **MSFD** e **FM** são análogos a fenômenos naturais ao promoverem a separação e purificação da água; no entanto, nos processos **MSFD** e **FM** essa purificação necessita de energia, enquanto nos fenômenos naturais essa energia não é necessária”. Responda inicialmente se concorda totalmente, concorda parcialmente ou discorda totalmente e só depois justifique sua escolha.

- b) Suponha que uma mesma quantidade de água dessalinizada fosse obtida por esses dois processos industriais até a primeira mudança de fase, a partir de água do mar a 25°C . Em qual dos dois processos, **MSFD** ou **FM**, a quantidade de energia envolvida seria maior? Justifique sua resposta.

$$\text{Dados: } \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (s)} \quad \Delta H_{\text{fus}} = -6 \text{ kJ mol}^{-1};$$

$$\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)} \quad \Delta H_{\text{vap}} = 42 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

Considerar que os processos **MSFD** e **FM** se baseiam nas transições de fases da água pura, em condições padrão, e que o calor específico da água do mar é constante em toda a faixa de temperatura.

11. (ITA-SP) Considere que a radiação de comprimento de onda igual a 427 nm seja usada no processo de fotossíntese para a produção de glicose. Suponha que esta radiação seja a única fonte de energia para este processo. Considere também que o valor da variação de entalpia padrão da reação de produção de glicose, a 25°C seja igual a $+2808 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Escreva a equação que representa a reação química de produção de um mol de glicose pelo processo de fotossíntese.
- Calcule a variação de entalpia envolvida na produção de uma molécula de glicose, via fotossíntese, a 25°C .
- Calcule a energia de um fóton de radiação com comprimento de onda de 427 nm.

$$\text{Dados: } 1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}.$$

$$\nu_{\text{fóton}} = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

$$h \text{ (constante de Planck)} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ m}^{-2} \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1}$$

- d) Quantos destes fótons (427 nm) no mínimo, são necessários para produzir uma molécula de glicose?

Equações termoquímicas

Entalpia padrão

Como você já viu, a temperatura é uma grandeza relacionada ao grau de agitação das partículas que constituem determinado material. Você lembra o valor da temperatura de fusão da água ao nível do mar? Na escala Celsius o valor é $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Embora seja comum associarmos o valor numérico zero à ausência ou inexistência de algo, você acha que $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ indica ausência de agitação das moléculas, isto é, que elas não têm movimento?

Como vimos, devido à impossibilidade de determinar diretamente a entalpia das substâncias, trabalhamos com a variação de entalpia (ΔH). Porém, a variação de entalpia de uma reação depende da temperatura, da pressão, do estado físico, do número de mols e da variedade alotrópica das substâncias envolvidas. Por esse motivo, foi criado um referencial para comparações: a **entalpia padrão**. Dessa maneira, as entalpias serão sempre avaliadas em relação à mesma condição (condição padrão ou estado padrão).

O **estado padrão de uma substância** corresponde à sua forma pura, a $1,0\text{ bar}$ e $298,15\text{ K}$. ($1,0\text{ bar} = 10^5\text{ Pa} = 0,987\text{ atm}$)

O estado padrão de um soluto em solução líquida corresponde à concentração de $1,0\text{ mol/L}$.

A **entalpia padrão** de uma substância é indicada por H° .

As reações nas quais tanto os produtos quanto os reagentes se encontram no estado padrão têm a sua variação de entalpia indicada por ΔH° . Os valores de ΔH° usados nas tabelas referem-se às reações efetuadas a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($298,15\text{ K}$).

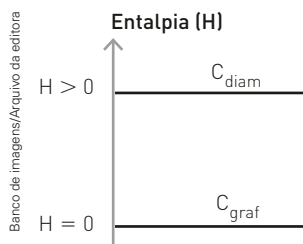
Por convenção, foi estabelecido que toda **substância simples**, no estado padrão e na sua forma alotrópica mais estável (mais comum), tem entalpia (H) igual a zero.

Entalpia de algumas substâncias no estado padrão

- A substância pura simples hidrogênio (H_2), a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $1,0\text{ bar}$, encontra-se no estado gasoso; assim, o $\text{H}_2(\text{g})$, nessas condições, apresenta entalpia $H^{\circ} = 0$. Logo, em qualquer outra condição, o hidrogênio terá entalpia $H \neq 0$.
- A substância pura simples mercúrio (Hg), a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $1,0\text{ bar}$, encontra-se no estado líquido; assim, o $\text{Hg}(\ell)$, nessas condições, apresenta entalpia $H^{\circ} = 0$.
- A substância pura simples ferro (Fe), a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $1,0\text{ bar}$, encontra-se no estado sólido; assim, o $\text{Fe}(\text{s})$, nessas condições, apresenta entalpia $H^{\circ} = 0$.
- Para os elementos que apresentam o fenômeno da alotropia, ou seja, formam diferentes substâncias puras simples, foi atribuído o valor **zero** para a variedade alotrópica mais comum, mais estável a $1,0\text{ bar}$ e $25\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Os casos mais comuns de alotropia são:

- **Carbono**



Joel Arem/Photo Researchers/Latinstock



// Grafite; C_{graf} , $H^{\circ} = 0$.



Thinkstock/Getty Images

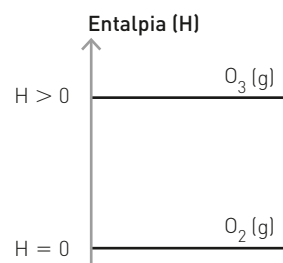
// Diamante; C_{diam} , $H^{\circ} \neq 0$.

• Oxigênio



Julian Claxton/Phototake/Easypix Brasil

// Ozônio; O_3 , $H^0 \neq 0$.



Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

• Enxofre



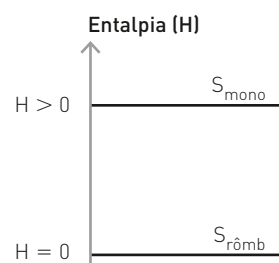
Dirk Wiersma/SP/Latinstock

// Rômbico; $S_{\text{rômb}}$, $H^0 = 0$.



Andrew Lambert/SP/Latinstock

// Monoclínico; S_{mono} , $H^0 \neq 0$.



Equação termoquímica

A entalpia de um elemento ou de uma substância varia de acordo com o estado físico, a pressão, a temperatura e a variedade alotrópica desse elemento. Logo, em uma equação termoquímica, devemos indicar:

- a variação de entalpia (ΔH);
- os estados físicos de todos os participantes e as variedades alotrópicas, caso existam;
- a temperatura e a pressão nas quais a reação ocorreu;
- os coeficientes estequiométricos das substâncias puras participantes.

Veja dois exemplos e suas respectivas interpretações:

1º exemplo:



A interpretação dessa equação termoquímica é: 1 mol de carbono grafita (C_{graf}) reage com 1 mol de gás oxigênio (O_2), produzindo 1 mol de gás carbônico (CO_2) e liberando 394 kJ, a 25°C e 1 bar.

Geralmente, não são indicadas a pressão e a temperatura em que a reação se realizou, pois se admite que ela ocorreu no estado padrão, ou seja, sob pressão constante de 1 bar e a 25°C .

2º exemplo:



A interpretação dessa equação é: 1 mol de gás amônia (NH_3) se decompõe, originando $\frac{1}{2}$ mol de gás nitrogênio (N_2) e $\frac{3}{2}$ mol de gás hidrogênio (H_2), absorvendo 46,1 kJ, a 25°C e 1 bar.

Calor ou entalpia das reações químicas

Utilizando como referência o conceito de entalpia no estado padrão, podemos determinar o valor da entalpia de diversas substâncias, além de calcular o valor da variação de entalpia em uma infinidade de reações químicas.

Em geral, essa variação de entalpia é denominada **calor de reação** ou simplesmente **entalpia**. Porém, é costume atribuir nomes específicos a alguns tipos de entalpia, tais como: de formação, de combustão, de neutralização, etc.

A seguir, vamos estudar alguns tipos de entalpia de reações.

Entalpia de formação

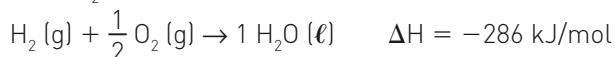
São denominadas **reações de formação** aquelas em que ocorre a formação (síntese) de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão.

A variação de entalpia (ΔH) nessas reações pode receber os seguintes nomes: **entalpia de formação**, **calor de formação**, **ΔH de formação** ou **entalpia padrão de formação**.

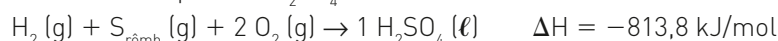
Entalpia de formação: calor envolvido na formação de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão, com $H^0 = 0$.

Veja alguns exemplos de equações termoquímicas de formação:

- Água líquida — $H_2O(l)$

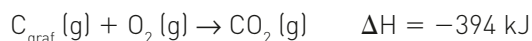


- Ácido sulfúrico líquido — $H_2SO_4(l)$



Conhecendo a equação de formação de uma substância, o valor do ΔH dessa reação, e sabendo que, por convenção, a entalpia dos reagentes no estado padrão é igual a zero, podemos determinar a entalpia da substância formada a 25 °C e 1 bar.

Veja um exemplo: o gás carbônico (CO_2) pode ser obtido a partir da combustão do C_{graf} , e a variação da entalpia da reação foi determinada a 25 °C e 1 bar.



Aplicando a expressão: $\Delta H = H_P - H_R$

podemos calcular a entalpia do CO_2 (H_{CO_2}) nessa reação, considerando que, por convenção, sabemos que para substâncias simples no estado padrão $H = 0$:

$$\Delta H = [H_{CO_2}(g)] - [H_{C_{\text{graf}}} + H_{O_2}(g)]$$

substâncias simples no estado padrão $H = 0$

Logo:

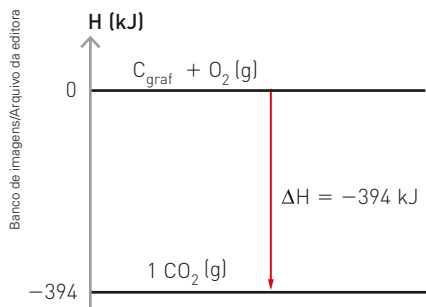
$$\begin{aligned} \Delta H &= H_{CO_2}(g) \\ -394 \text{ kJ} &= H_{CO_2}(g) \Rightarrow H_{CO_2}(g) = -394 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Assim, podemos concluir que a entalpia do CO_2 (H_{CO_2}) é igual ao seu ΔH de formação.

$$\Delta H_{\text{formação do } CO_2} = H_{CO_2} \Rightarrow \text{entalpia de formação de } CO_2 = -394 \text{ kJ/mol}$$

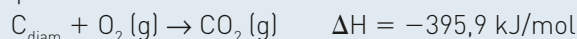
Generalizando, temos:

entalpia de formação = entalpia da substância



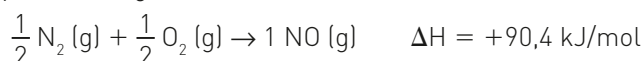
- O resultado negativo não significa que o $\text{CO}_2(\text{g})$ tem “energia negativa”, mas sim que seu conteúdo energético (entalpia) é menor do que as entalpias do C_{graf} e do $\text{O}_2(\text{g})$, as quais, por convenção, são iguais a zero.
- Qualquer outra reação em que ocorra a formação de $\text{CO}_2(\text{g})$, de modo diferente do que foi apresentado, não indica a entalpia de formação do $\text{CO}_2(\text{g})$.

Por exemplo:



- Note que o ΔH ($-395,9 \text{ kJ/mol}$) dessa reação é diferente do ΔH de formação (-394 kJ/mol).

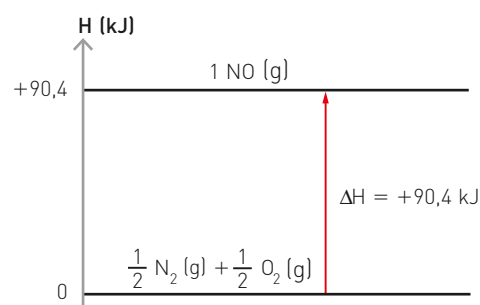
Vamos analisar agora o ΔH envolvido na formação do $\text{NO}(\text{g})$ (monóxido de nitrogênio). A equação que representa a reação de formação do $\text{NO}(\text{g})$ é:



Essa reação também pode ser representada pelo gráfico ao lado: Logo, podemos concluir que:

$$\Delta H_{\text{formação do NO}} = H_{\text{NO}} = +90,4 \text{ kJ/mol}$$

Os valores das entalpias padrão de formação geralmente são apresentados em tabelas.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Entalpias padrão de formação, ΔH_f° , a 298 K

Substância	Fórmula	ΔH_f° (kJ/mol)	Substância	Fórmula	ΔH_f° (kJ/mol)
acetileno	$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	226,7	etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell)$	-277,7
água	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	-285,8	etileno	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	52,30
amônia	$\text{NH}_3(\text{g})$	-46,19	fluoreto de hidrogênio	$\text{HF}(\text{g})$	-268,6
benzeno	$\text{C}_6\text{H}_6(\ell)$	49,0	glicose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	-1 273
bicarbonato de sódio	$\text{NaHCO}_3(\text{s})$	-947,7	iodeto de hidrogênio	$\text{HI}(\text{g})$	25,9
brometo de hidrogênio	$\text{HBr}(\text{g})$	-36,23	metano	$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,8
carbonato de sódio	$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$	-1 130,9	metanol	$\text{CH}_3\text{OH}(\ell)$	-238,6
cloreto de hidrogênio	$\text{HCl}(\text{g})$	-92,30	monóxido de carbono	$\text{CO}(\text{g})$	-110,5
cloreto de prata	$\text{AgCl}(\text{s})$	-127,0	óxido de cálcio	$\text{CaO}(\text{s})$	-653,5
cloreto de sódio	$\text{NaCl}(\text{s})$	-410,9	propano	$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$	-103,85
diamante	$\text{C}(\text{s})$	1,88	sacarose	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{22}(\text{s})$	-2 221
dióxido de carbono	$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,5	vapor de água	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,8
etano	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-84,68			

Fonte: BROWN, Theodore L. et al. *Química. A ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson/Prentice Hall, 2005.

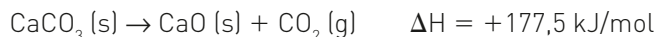
Esse tipo de tabela é muito útil, pois permite calcular a entalpia de muitas outras substâncias, assim como o ΔH de inúmeras reações. Para efetuar corretamente esses cálculos, devemos lembrar que:

$$\Delta H \text{ de formação} = H \text{ da substância}$$

$$\Delta H = H_{\text{P}} - H_{\text{R}}$$

Determinação da entalpia de formação de uma substância a partir de uma equação termoquímica

A equação de decomposição do mármore pode ser representada por:



Na tabela, encontramos as entalpias:

$$H_{\text{CaO} (\text{s})} = -635,5 \text{ kJ/mol} \text{ e } H_{\text{CO}_2 (\text{g})} = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

No entanto, nela não encontramos a entalpia de $\text{CaCO}_3 (\text{s})$, que pode ser determinada da seguinte maneira:



$$\underbrace{H_{\text{CaCO}_3 (\text{s})}}_{H_R} = ? \quad \underbrace{(-635,5) + (-393,5)}_{H_P}$$

$$\Delta H = H_P - H_R = [H_{\text{CaO} (\text{s})} + H_{\text{CO}_2 (\text{g})}] - [H_{\text{CaCO}_3 (\text{s})}]$$

$$+177,5 = [(-635,5) + (-393,5)] - H_{\text{CaCO}_3 (\text{s})}$$

$$+177,5 = [635,5 - 393,5] - H_{\text{CaCO}_3 (\text{s})}$$

$$H_{\text{CaCO}_3 (\text{s})} = -1029 - 177,5 = -1206,5 \text{ kJ/mol}$$

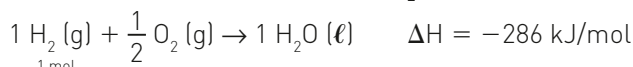
Entalpia de combustão

Entalpia de combustão: energia liberada na combustão completa de 1 mol de uma substância no estado padrão.

São classificadas como **reações de combustão** aquelas em que uma substância, denominada **combustível**, reage com o gás oxigênio (O_2), denominado **comburente**. Por serem sempre exotérmicas, essas reações apresentam $\Delta H < 0$.

Veja alguns exemplos:

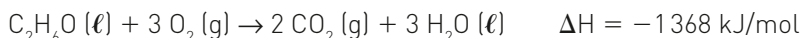
- **Combustão completa do gás hidrogênio (H_2)**



Essa equação indica que na combustão completa de 1 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$ ocorre a liberação de 286 kJ:

$$\text{entalpia de combustão do } \text{H}_2 (\text{g}) = -286 \text{ kJ/mol}$$

- **Combustão completa do álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)**

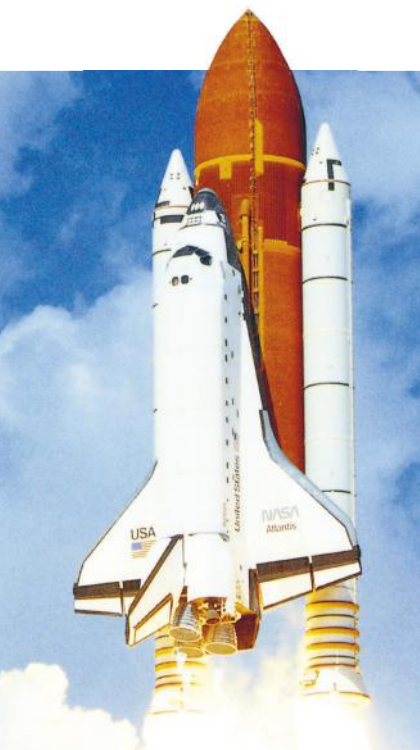


Pela equação, podemos concluir que na combustão completa de 1 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (\ell)$ ocorre a liberação de 1368 kJ:

$$\text{entalpia de combustão do } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} (\ell) = -1368 \text{ kJ/mol}$$

Quando os combustíveis são formados por carbono, hidrogênio e oxigênio, os produtos das reações (combustões completas) serão sempre $\text{CO}_2 (\text{g})$ e $\text{H}_2\text{O} (\ell)$.

A variação de entalpia na combustão completa pode ser denominada **entalpia de combustão**, **ΔH de combustão**, **calor de combustão** ou **entalpia padrão de combustão**.



Stock Connection Blue/Alamy/Glow Images

// O gás hidrogênio é utilizado como combustível em ônibus espaciais.



Kzenon/Shutterstock

// O etanol é o álcool presente nas bebidas alcoólicas, utilizadas, por exemplo, na preparação de alimentos flambados.

Poder calorífico

O poder calorífico de um combustível, simplificada, corresponde à quantidade de energia liberada por unidade de massa (geralmente adota-se como referência a quantidade de 1 g ou ainda 1 kg do combustível). Observe a tabela abaixo que apresenta a energia liberada na queima de vários combustíveis.

Combustível	Energia liberada (kJ/g)
hidrogênio	142
gasolina	48
petróleo cru	43
carvão	29
papel	20
biomassa seca	16
madeira seca ao ar	15

Kotz – Tradução da 5ª edição americana – Tabela adaptada.

A partir dos dados da tabela, podemos comparar a energia liberada na queima de 1 kg de gás hidrogênio e de gasolina. Assim, temos:

Gás hidrogênio

142 kJ liberados _____ 1 g de gás hidrogênio
Q _____ 1 000 g de gás hidrogênio (1 kg)
Q = 142 000 kJ liberados

Gasolina

48 kJ liberados _____ 1 g de gasolina
Q _____ 1 000 g de gasolina (1 kg)
Q = 48 000 kJ liberados

Assim, para uma mesma quantidade em massa, o gás hidrogênio libera cerca de 3 vezes mais calor do que a gasolina.

$$\frac{142\,000}{48\,000} = 2,96 \approx 3$$



A queima completa de combustíveis que contêm carbono libera gás carbônico (CO₂) para a atmosfera. Esse gás é um dos principais responsáveis pela intensificação do efeito estufa, por isso o aumento da sua concentração na atmosfera deve ser evitado. Caso desejássemos, para os combustíveis apresentados abaixo, classificar em ordem crescente a energia liberada por mol de combustível e por mol de CO₂ produzido pelo combustível, as ordens obtidas seriam as mesmas?

Combustível	Fórmula molecular	ΔH° (kJ/mol)
Carbono (carvão)	C (s)	-393,5
Metano (gás natural)	CH ₄ (g)	-802
Propano (componente do gás de cozinha)	C ₃ H ₈ (g)	-2 220
Butano (componente do gás de cozinha)	C ₄ H ₁₀ (g)	-2 878
Octano (componente da gasolina)	C ₈ H ₁₈ (l)	-5 471
Etino (acetileno, usado em maçarico)	C ₂ H ₂ (g)	-1 300
Etanol	C ₂ H ₅ OH (l)	-1 368

Disponível em: <www.usp.br/qambiental/combustao_energia.html#Energia>. Acesso em: 23 mar. 2018.

Exercícios resolvidos

1. (PUC-SP) Vida é energia

A vida é um fenômeno que requer energia, pois se constitui de um conjunto de processos que envolve trabalho. Os seres vivos necessitam de energia para se manter, se desenvolver e se reproduzir, e as formas de obtenção dessa energia são diversas. Os animais, por exemplo, obtêm energia dos alimentos que consomem. Apesar de os carboidratos serem considerados o principal “combustível” celular, proteínas e gorduras também são importantes fontes energéticas, como indicado na tabela a seguir:

Macronutriente	Valor energético (kcal/g)
carboidrato	4,0
proteína	4,0
lipídio	9,0

Esses macronutrientes desempenham também outras funções importantes no organismo e devem estar presentes em quantidades adequadas na dieta. Para um adolescente, a dieta adequada deve conter entre 60% e 70% de carboidratos, 20% e 25% de gorduras e 10% e 15% de proteínas.

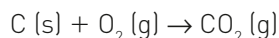
Um rapaz de 16 anos e 60 kg de massa, cuja atividade física pode ser classificada como moderada, teve a quantidade diária de nutrientes ingerida registrada durante um mês.

A tabela a seguir apresenta os valores médios diários obtidos ao final do período.

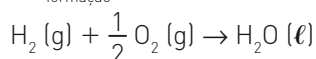
Macronutriente	Massa consumida (g) (média diária)
carboidrato	200
proteína	150
lipídio	150

- Determine o valor energético de sua dieta e a proporção média de cada nutriente ingerido. Indique se a dieta está adequada. Justifique sua resposta.
- Escreva a equação de combustão completa da glicose ($C_6H_{12}O_6$).
- A partir dos dados da tabela de valores energéticos, determine a entalpia de combustão de um mol dessa substância. A partir das entalpias de formação do gás carbônico e da água, determine a entalpia de formação da glicose.

Massas molares: $M_{\text{glicose}} = 180 \text{ g/mol}$; $C = 12 \text{ g/mol}$; $H = 1 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$.



$$\Delta H_{\text{formação}} = -95 \text{ kcal/mol de } CO_2$$



$$\Delta H_{\text{formação}} = -90 \text{ kcal/mol de } H_2O$$

Solução

- a) Valor energético da dieta:

Consumo médio de carboidratos = 200 g/dia

1,0 g de carboidrato _____ 4,0 kcal

200 g de carboidrato _____ x

$$x = 800 \text{ kcal}$$

Consumo médio de proteínas = 150 g/dia

1,0 g de proteína _____ 4,0 kcal

150 g de proteína _____ x

$$x = 600 \text{ kcal}$$

Consumo médio de lipídios = 150 g/dia

1,0 g de lipídio _____ 9,0 kcal

150 g de lipídio _____ x

$$x = 1350 \text{ kcal}$$

Valor total = $800 + 600 + 1350 = 2750 \text{ kcal}$

O valor energético diário recomendado para rapazes entre 15 e 18 anos é igual a 45 kcal/kg.

O rapaz de 16 anos e 60 kg deveria ingerir:

1 kg _____ 45 kcal

60 kg _____ x

$$x = 2700 \text{ kcal}$$

A proporção média em massa de cada nutriente ingerido é:

	carboidrato	proteína	lipídio
	200 g	150 g	150 g
	50	50	50
proporção	4	: 3	: 3
% em massa	40	30	30

Em termos energéticos, a dieta está um pouco acima do valor adequado:

- 2750 kcal → ingerido;
- 2700 kcal → adequado.

Em termos nutricionais, a dieta está inadequada, pois:

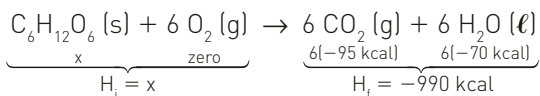
Quantidade adequada	Quantidade ingerida
60% a 70% de carboidratos	40%
20% a 25% de gorduras (lipídios)	30%
10% a 15% de proteínas	30%

- b) Equação de combustão completa da glicose:
 $1 \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{s}) + 6 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$
- c) A entalpia de combustão da glicose corresponde à energia liberada na queima de 1 mol (180 g) de glicose:

$$\begin{array}{rcl} 1,0 \text{ g} & \text{_____} & 4,0 \text{ kcal} \\ 180 \text{ g} & \text{_____} & x \\ x & = & 720 \text{ kcal} \end{array}$$

Logo, $\Delta H = -720 \text{ kcal/mol}$.

A entalpia de formação da glicose pode ser calculada pela equação



$$\Delta H = -720 \text{ kcal}$$

$$\begin{aligned} \Delta H &= H_f - H_i \\ -720 &= (-990) - (x) \end{aligned}$$

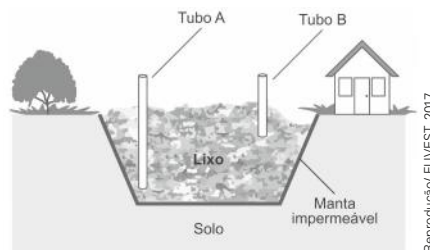
A entalpia de formação da glicose é igual a -270 kcal/mol .

2. (Fuvest-SP) O biogás, produzido por digestão anaeróbia de resíduos orgânicos, contém principalmente metano e dióxido de carbono, além de outros gases em pequenas quantidades, como é o caso do sulfeto de hidrogênio. Para que o biogás seja utilizado como combustível, é necessário purificá-lo, aumentando o teor de metano e eliminando os demais componentes, que diminuem o seu poder calorífico e causam danos às tubulações.

Considere uma amostra de biogás cuja composição, em massa, seja 64,0% de metano (CH_4), 32,0% de dióxido de carbono (CO_2) e 4,0% de sulfeto de hidrogênio (H_2S).

- Calcule a energia liberada na combustão de um quilograma dessa amostra de biogás.
- Calcule o ganho de energia, por quilograma, se for utilizado biogás totalmente isento de impurezas, em lugar da amostra que contém os outros gases.
- Além de aumentar o poder calorífico, a purificação do biogás representa uma diminuição do dano ambiental provocado pela combustão. Explique por quê.
- Em aterros sanitários ocorre a formação de biogás, que pode ser recolhido. Em um aterro sanitário, tubos foram introduzidos para captação dos gases em duas diferentes profundidades, como é mostrado na figura.

Em qual dos tubos, A ou B, é recolhido biogás com maior poder calorífico? Explique. Note e adote:



Calor de combustão (kJ/kg):

$$\text{CH}_4 = 55 \cdot 10^3$$

$$\text{H}_2\text{S} = 15 \cdot 10^3$$

Solução

- a) Levando em consideração que o CO_2 não é um gás combustível, portanto não será queimado no processo, a energia liberada na combustão de 1 kg da amostra do biogás pode ser determinada por:

$$1 \text{ kg do biogás} \begin{cases} 64\% \text{ de } \text{CH}_4 \Rightarrow m_{\text{CH}_4} = 0,64 \text{ kg} \\ 32\% \text{ de } \text{CO}_2 \Rightarrow m_{\text{CO}_2} = 0,32 \text{ kg} \\ 4\% \text{ de } \text{H}_2\text{S} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{S}} = 0,04 \text{ kg} \end{cases}$$

$\text{CO}_2 \Rightarrow$ gás não combustível

$$\begin{aligned} \text{CH}_4 &\Rightarrow \begin{cases} 1 \text{ kg} \text{ _____ libera } 55 \cdot 10^3 \text{ kJ} \\ 0,64 \text{ kg} \text{ _____ } x \end{cases} \\ x &= 35,2 \cdot 10^3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{H}_2\text{S} &\Rightarrow \begin{cases} 1 \text{ kg} \text{ _____ libera } 15 \cdot 10^3 \text{ kJ} \\ 0,04 \text{ kg} \text{ _____ } y \end{cases} \\ y &= 0,6 \cdot 10^3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

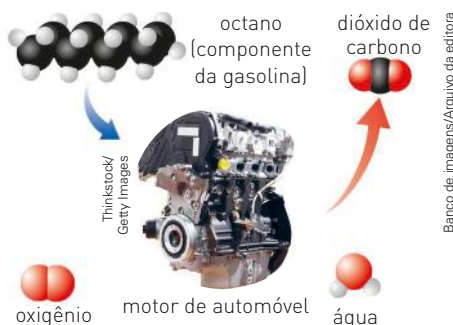
$$1 \text{ kg desse biogás libera } (35,2 \cdot 10^3 + 0,6 \cdot 10^3) = 35,8 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

- Caso o biogás fosse 100% puro, teríamos 1 kg de CH_4 : logo, a energia liberada por quilograma seria $55 \cdot 10^3 \text{ kJ}$.
O ganho de energia seria $55 \cdot 10^3 - 35,8 \cdot 10^3$, o que equivale a $19,2 \cdot 10^3 \text{ kJ}$.
- Ao purificar o biogás, é eliminado o H_2S que, após a queima, gera SO_2 . Esse óxido é um dos principais responsáveis pela formação da chuva ácida; portanto, a remoção do H_2S do biogás representa uma diminuição da geração de poluentes.
- Tubo A.
O biogás é produzido pela decomposição anaeróbica (ausência de O_2) de material orgânico. Desse modo, em regiões mais profundas teremos uma menor quantidade de O_2 presente no solo, o que promoverá a produção de uma maior quantidade de CH_4 , ou seja, um biogás com maior poder calorífico.

Fundamentando seus conhecimentos

- Equacione as reações termoquímicas de formação das substâncias HCl (g), C_2H_2 (g), HNO_3 (l), NaOH (s) e $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (s).
- Considere as equações termoquímicas e indique o ΔH do CS_2 (l) e o do NaClO_3 (s).
 I. $\text{C}_{\text{graf}} + 2 \text{S}_{\text{rômb}} \rightarrow \text{CS}_2$ (l)
 $\Delta H = +79,6 \text{ kJ/mol}$
 II. Na (s) + $\frac{1}{2} \text{Cl}_2$ (g) + $\frac{3}{2} \text{O}_2$ (g) $\rightarrow \text{NaClO}_3$ (s)
 $\Delta H = -359 \text{ kJ/mol}$
- Um dos componentes do GLP (gás liquefeito do petróleo) é o propano, C_3H_8 , cuja entalpia de combustão é igual a 2044 kJ/mol. Escreva em seu caderno a equação termoquímica de combustão completa do C_3H_8 (g).

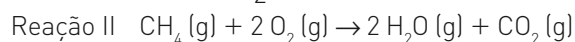
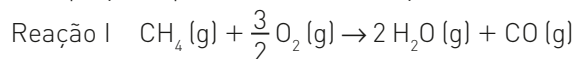
Observe a ilustração a seguir, que mostra uma representação molecular da utilização de um dos componentes da gasolina: o octano (C_8H_{18}). Em seguida, responda às questões 4 a 8.



- O esquema ilustra uma reação de formação ou de combustão?

- Equacione a reação termoquímica de formação do octano líquido, do gás carbônico e da água líquida.
- Equacione a reação termoquímica de combustão completa do octano líquido.
- Calcule o calor envolvido na combustão completa de 5 mol de C_8H_{18} (l) (ΔH de combustão do C_8H_{18} (l) = 5520 kJ/mol).
- Conhecendo o ΔH de combustão do C_8H_{18} (l), o ΔH de formação do CO_2 (g), -394 kJ , e o ΔH de formação da H_2O (l), $-285,5 \text{ kJ}$, calcule o ΔH de formação do C_8H_{18} (l).
- (UFMG) A queima de metano na presença de oxigênio pode produzir duas substâncias distintas que contêm carbono:
 - monóxido de carbono, produzido pela combustão incompleta do metano; e
 - dióxido de carbono.

As equações químicas dessas reações são:

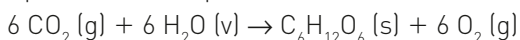


Considerando-se essas reações, é correto afirmar que:

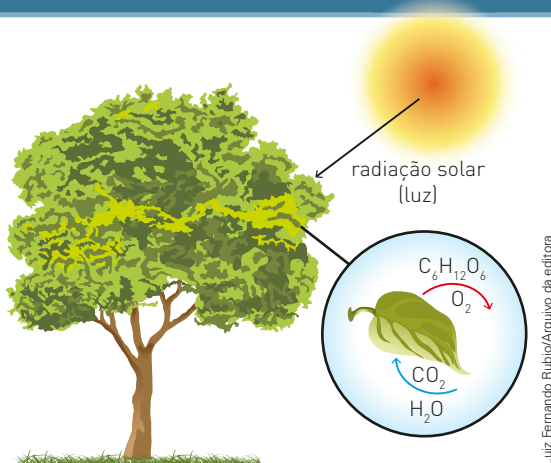
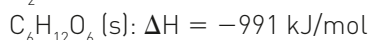
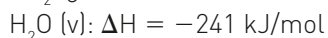
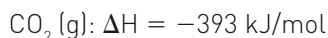
- ☒ a) ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em I é menor que em II.
- b) ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em I é menor que em II.
- c) ambas são endotérmicas e a quantidade de calor absorvido em II é menor que em I.
- d) ambas são exotérmicas e a quantidade de calor liberado em II é menor que em I.

Desenvolvendo seus conhecimentos

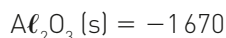
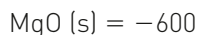
- A etapa fotoquímica da fotossíntese, conhecida como "reação de claro", é assim chamada por ocorrer somente na presença de luz. A reação da fotossíntese pode ser representada simplificada por:



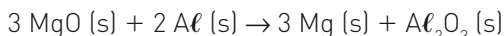
Conhecendo as entalpias padrão de formação das substâncias abaixo, calcule o ΔH da reação de fotossíntese.



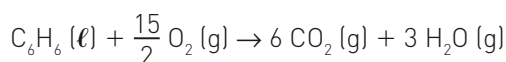
2. Considere as entalpias de formação em kJ/mol no estado padrão.



Calcule a variação da entalpia (ΔH) da reação representada pela equação:

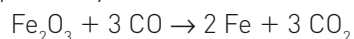


3. Calcule o ΔH da reação de combustão completa do benzeno, sendo:



Substância	ΔH de formação (a 25 °C em kJ/mol)
$\text{C}_6\text{H}_6 \text{ (l)}$	+80
$\text{CO}_2 \text{ (g)}$	-400
$\text{H}_2\text{O (g)}$	-240

4. (Udesc) A indústria siderúrgica utiliza-se da redução de minério de ferro para obter o ferro fundido, que é empregado na obtenção de aço. A reação de obtenção do ferro fundido é representada pela reação:



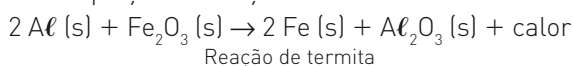
A entalpia de reação (ΔH_R°) a 25 °C é:

Dados: Entalpia de formação (ΔH_f°) a 25°C, kJ/mol.

	Fe_2O_3	Fe	CO	CO_2
ΔH_f° , kJ/mol	-824,2	0	-110,5	-393,5

- a) 24,8 kJ/mol. d) -541,2 kJ/mol.
 x b) -24,8 kJ/mol. e) 1328,2 kJ/mol.
 c) 541,2 kJ/mol.

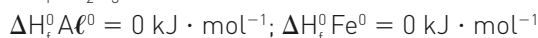
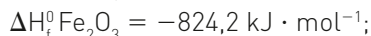
5. (Espcex/Aman) Reações conhecidas pelo nome de termita são comumente utilizadas em granadas incendiárias para destruição de artefatos, como peças de morteiro, por atingir temperaturas altíssimas devido à intensa quantidade de calor liberada e por produzir ferro metálico na alma das peças, inutilizando-as. Uma reação de termita muito comum envolve a mistura entre alumínio metálico e óxido de ferro III, na proporção adequada, e gera como produtos o ferro metálico e o óxido de alumínio, além de calor, conforme mostra a equação da reação:



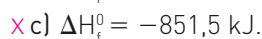
Dados:

Massas atômicas: Al = 27 u; Fe = 56 u; O = 16 u.

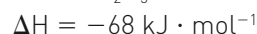
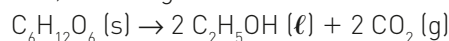
Entalpia padrão de formação:



Considerando a equação de reação de termita apresentada e os valores de entalpia (calor) padrão das substâncias componentes da mistura, a variação de entalpia da reação de termita é:



6. (UFSM-RS) O álcool etílico é considerado um desinfetante e antisséptico, com finalidade de higienização das mãos, para prevenir a gripe H1N1. Esse álcool pode ser obtido pela fermentação de açúcares, como a glicose:

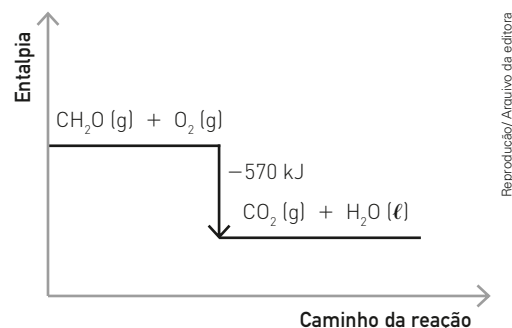


Entalpia padrão de formação de um mol da substância na temperatura de 25 °C e 1 atm	
Substância	ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (s)}$	-1 275
$\text{CO}_2 \text{ (g)}$	-394

A entalpia padrão de formação de um mol de álcool etílico, em kJ · mol⁻¹, é, aproximadamente:

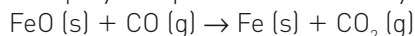
- a) -950. x c) -278. e) -34.
 b) -556. d) -68.

7. (Unifesp) Sob a forma gasosa, o formol (CH_2O) tem excelente propriedade bactericida e germicida. O gráfico representa a variação de entalpia na queima de 1 mol de moléculas de formol durante a reação química.



- a) Escreva a fórmula estrutural do formol.
 b) Dadas as entalpias padrão de formação do $\text{H}_2\text{O (l)} = -286 \text{ kJ/mol}$ e $\text{CO}_2 \text{ (g)} = -394 \text{ kJ/mol}$, calcule a entalpia padrão de formação do formol.

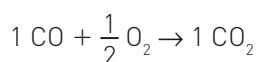
2. (FSM/MED-PB) No processo de produção de ferro metálico (Fe), ocorre a redução do óxido ferroso (FeO) com monóxido de carbono (CO) de acordo com a equação representativa da reação:



Considere os seguintes dados:

Substância	ΔH_f° (kJ mol)
FeO (s)	-272,0
CO (g)	-110,5
CO ₂ (g)	-394,0

- a) Indique o tipo de ligação química envolvida em cada substância química reagente deste processo.
- b) Calcule o valor, em kJ/mol do calor envolvido na produção do ferro metálico a partir do óxido ferroso.
3. (Uece) Durante a Segunda Guerra Mundial, o monóxido de carbono foi usado como combustível alternativo nos veículos para suprir a falta de gasolina. O monóxido de carbono era obtido em equipamentos conhecidos como gasogênios, pela combustão parcial da madeira. Nos motores dos automóveis, o monóxido de carbono era convertido em gás carbônico ao reagir com o oxigênio, e liberava 57,0 kcal/mol. Sabendo-se que a entalpia do produto dióxido de carbono é -94,0 kcal pode-se afirmar corretamente que a entalpia de formação do monóxido de carbono é:



- x a) -37,0 kcal/mol. c) +37,0 kcal/mol.
b) -151,0 kcal/mol. d) +151,0 kcal/mol.

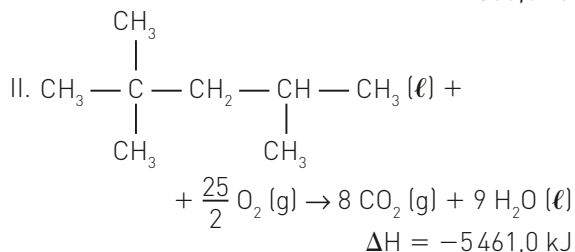
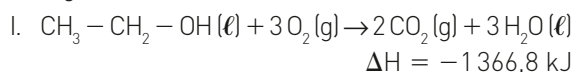
4. (UFPR) Fullerenos são compostos de carbono que podem possuir forma esférica, elipsoide ou cilíndrica. Fullerenos esféricos são também chamados *buckyballs*, pois lembram a bola de futebol. A síntese de fullerenos pode ser realizada a partir da combustão incompleta de hidrocarbonetos em condições controladas.

- a) Escreva a equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C₆₀.
- b) Fornecidos os valores de entalpia de formação na tabela a seguir, calcule a entalpia da reação padrão do item a.

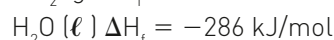
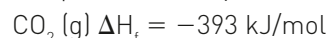
Espécie	ΔH_f° (kJ · mol ⁻¹)
H ₂ O (ℓ)	-286
C ₆ H ₆ (ℓ)	49
C ₆₀ (s)	2327

5. (Fatec-SP) O aumento da demanda de energia é uma das principais preocupações da sociedade contemporânea.

A seguir, temos equações termoquímicas de dois combustíveis muito utilizados para a produção de energia.



Dadas as entalpias de formação dos compostos:



conclui-se, corretamente, que a entalpia de formação do combustível presente em I é, em kJ/mol:

- a) -107,5. x c) -277,2. e) +687,7.
b) +107,5. d) +277,2.

6. (Enem) Vários combustíveis alternativos estão sendo procurados para reduzir a demanda por combustíveis fósseis, cuja queima prejudica o meio ambiente devido à produção de dióxido de carbono (massa molar igual a 44 g mol⁻¹). Três dos mais promissores combustíveis alternativos são o hidrogênio, o etanol e o metano. A queima de 1 mol de cada um desses combustíveis libera uma determinada quantidade de calor, que estão apresentadas na tabela a seguir.

Combustível	Massa molar (g · mol ⁻¹)	Calor liberado na queima (kJ · mol ⁻¹)
H ₂	2	270
CH ₄	16	900
C ₂ H ₅ OH	46	1350

Considere que foram queimadas massas, independentemente, desses três combustíveis, de forma tal que em cada queima foram liberados 5400 kJ. O combustível mais econômico, ou seja, o que teve a menor massa consumida, e o combustível mais poluente, que é aquele que produziu a maior massa de dióxido de carbono (massa molar igual a 44 g mol⁻¹), foram, respectivamente:

- a) o etanol, que teve apenas 46 g de massa consumida, e o metano, que produziu 900 g de CO₂.
x b) o hidrogênio, que teve apenas 40 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 352 g de CO₂.

- c) o hidrogênio, que teve apenas 20 g de massa consumida, e o metano, que produziu 264 g de CO_2 .
 d) o etanol, que teve apenas 96 g de massa consumida, e o metano, que produziu 176 g de CO_2 .
 e) o hidrogênio, que teve apenas 2 g de massa consumida, e o etanol, que produziu 1350 g de CO_2 .

7. (Enem) Nas últimas décadas, o efeito estufa tem-se intensificado de maneira preocupante, sendo esse efeito muitas vezes atribuído à intensa liberação de CO_2 durante a queima de combustíveis fósseis para geração de energia. O quadro traz as entalpias padrão de combustão a 25 °C (ΔH_{25}^0) do metano, do butano e do octano.

Composto	Fórmula molecular	Massa molar (g/mol)	ΔH_{25}^0 (kJ/mol)
metano	CH_4	16	-890
butano	C_4H_{10}	58	-2878
octano	C_8H_{18}	114	-5471

À medida que aumenta a consciência sobre os impactos ambientais relacionados ao uso da energia, cresce a importância de se criar políticas de incentivo ao uso de combustíveis mais eficientes. Nesse sentido, considerando-se que o metano, o butano e o octano sejam representativos do gás natural, do gás liquefeito de petróleo (GLP) e da gasolina, respectivamente, então, a partir dos dados fornecidos, é possível concluir que, do ponto de vista da quantidade de calor obtido por mol de CO_2 gerado, a ordem crescente desses três combustíveis é:

- x a) gasolina, GLP e gás natural.
 b) gás natural, gasolina e GLP.
 c) gasolina, gás natural e GLP.
 d) gás natural, GLP e gasolina.
 e) GLP, gás natural e gasolina.
8. (Enem) No que tange à tecnologia de combustíveis alternativos, muitos especialistas em energia acreditam que os álcoois vão crescer em importância em um futuro próximo. Realmente, álcoois como metanol e etanol têm encontrado alguns nichos para uso doméstico como combustíveis há muitas décadas e, recentemente, vêm obtendo uma aceitação cada vez maior como aditivos, ou mesmo como substitutos para gasolina em veículos. Algumas das propriedades físicas desses combustíveis são mostradas no quadro seguinte.

Álcool	Densidade a 25 °C (g/mL)	Calor de combustão (kJ/mol)
Metanol (CH_3OH)	0,79	-726,0
Etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)	0,79	-1367,0

Dados: Massas molares em g/mol: H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0.

Considere que, em pequenos volumes, o custo de produção de ambos os álcoois seja o mesmo. Dessa forma, do ponto de vista econômico, é mais vantajoso utilizar:

- a) metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 22,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
 b) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 29,7 kJ de energia por litro de combustível queimado.
 c) metanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 17,9 MJ de energia por litro de combustível queimado.
 x d) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.
 e) etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 33,7 MJ de energia por litro de combustível queimado.
9. (UEL-PR) A tabela, a seguir, mostra as entalpias padrão de formação ΔH_f^0 a 25 °C.

Substância	Fórmula	ΔH_f^0 kJ/mol
Metanol	CH_3OH (l)	-238,6
Etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (l)	-277,7
Gás carbônico	CO_2 (g)	-393,5
Água	H_2O (v)	-241,8

O metanol já foi usado como combustível na fórmula Indy, com o inconveniente de produzir chama incolor e ser muito tóxico. Atualmente, utiliza-se etanol, proveniente da fermentação do caldo na cana-de-açúcar, o mesmo utilizado em automóveis no Brasil.

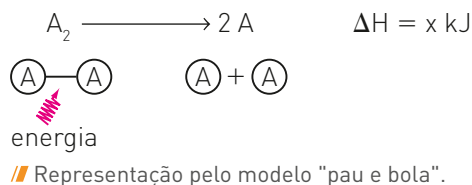
- a) Compare a quantidade de energia liberada (kJ) pela combustão de 1,00 g de metanol com a produzida por 1,00 g de etanol. Justifique sua resposta.
 b) Se um automóvel da fórmula Indy gastar 5 litros de etanol ($d = 0,80$ g/mL) por volta em um determinado circuito, calcule a energia liberada (kJ) pelo seu motor em cada volta.

Energia de ligação

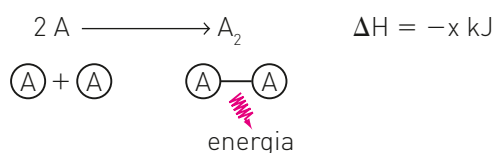
Em todas as reações químicas ocorrem quebra das ligações existentes nos reagentes e formação de novas ligações que darão origem aos produtos.

Para que ocorra **quebra de ligação** nos reagentes, é necessário que ocorra absorção de energia; logo, estamos diante de um processo **endotérmico**.

Assim, temos:



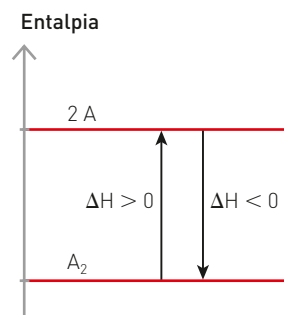
Na reação inversa, ou seja, na formação da ligação, a partir dos átomos, ocorre a liberação da mesma quantidade de energia.



A energia absorvida na quebra de uma ligação é numericamente igual à energia liberada na sua formação. No entanto, a energia de ligação é definida para a quebra de ligações e, por isso, sempre terá o valor positivo.

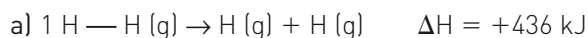
Observe ao lado uma possível representação gráfica para essas reações.

Energia de ligação: energia absorvida na quebra de 1 mol de ligações, no estado gasoso.

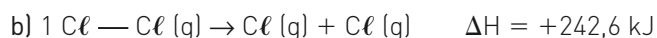


Banco de imagens/Arquivo da editora

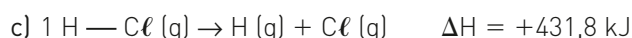
Veja alguns casos:



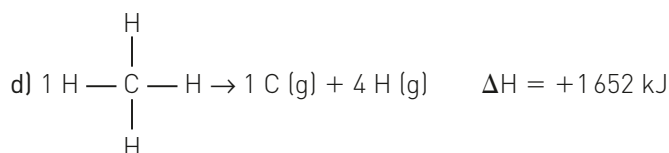
A quebra de 1 mol de ligações $\text{H} - \text{H} (\text{g})$ absorve 436 kJ; dizemos, então, que: energia de ligação $\text{H} - \text{H} (\text{g}) = +436 \text{ kJ/mol}$



energia de ligação $\text{Cl} - \text{Cl} (\text{g}) = +242,6 \text{ kJ/mol}$



energia de ligação $\text{H} - \text{Cl} (\text{g}) = +431,8 \text{ kJ/mol}$



Nesse caso, temos a quebra de 4 mol de ligações $(\text{C} - \text{H})$. Como a energia de ligação é expressa por mol de ligação, temos:

energia média da ligação $\text{C} - \text{H} = +413,4 \text{ kJ/mol}$

Nas moléculas poliatômicas, as interações entre os átomos variam para compostos diferentes que tenham a mesma ligação. Nesses casos, são utilizados valores de energias de ligações médias.

A energia de um mesmo tipo de ligação, em uma mesma molécula, varia conforme cada etapa de quebra de ligação.

Etapas de quebra	Energia necessária (kJ/mol) (valores aproximados)
$\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3 + \text{H}$	435
$\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2 + \text{H}$	453
$\text{CH}_2 \rightarrow \text{CH} + \text{H}$	425
$\text{CH} \rightarrow \text{C} + \text{H}$	339
	1 652
energia de ligação média = 413	

Fonte: GILBERT, Thomas R. et al. *Chemistry. The science in context*. London/New York: W. W. Norton, 2009.

Para determinar a variação de entalpia (ΔH) de uma reação química, devemos determinar quais ligações serão quebradas nos reagentes, originando átomos isolados, e quais átomos assim obtidos formarão novas ligações, resultando nos produtos.

A seguir, veremos dois exemplos para a determinação do ΔH , usando valores de energia de ligação. Apenas para facilitar o cálculo desta variação, imagine que os reagentes tenham todas as suas ligações quebradas e que todas as ligações dos produtos sejam formadas no momento da reação.

• **1º exemplo:**



Para romper 1 mol de ligação:

$\text{H} - \text{H} = 436 \text{ kJ}$ e

$\text{Cl} - \text{Cl} = 242,6 \text{ kJ}$.

Ou seja:

energia total absorvida = 678,6 kJ

$\text{H} - \text{Cl} = 431,8 \text{ kJ}$

Como são formados 2 mol de

HCl , temos:

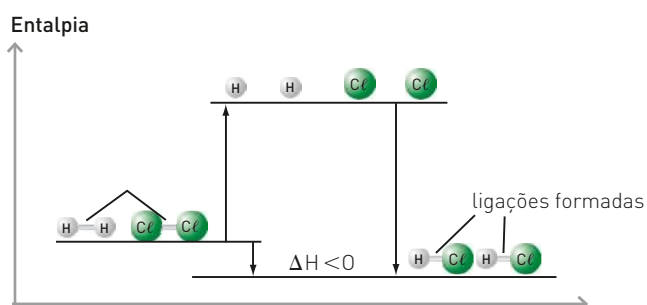
$2 \text{H} - \text{Cl} = 863,6 \text{ kJ}$

energia total liberada = 863,6 kJ

Como a energia liberada é maior que a energia absorvida, essa reação é **exotérmica** ($\Delta H < 0$). O valor absoluto pode ser calculado pela diferença entre o maior e o menor valor de energia. No caso:

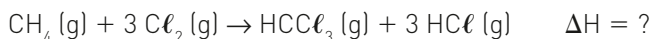
$$\underset{\text{valor maior}}{863,6} - \underset{\text{valor menor}}{678,6} = 185 \text{ kJ}$$

Assim:

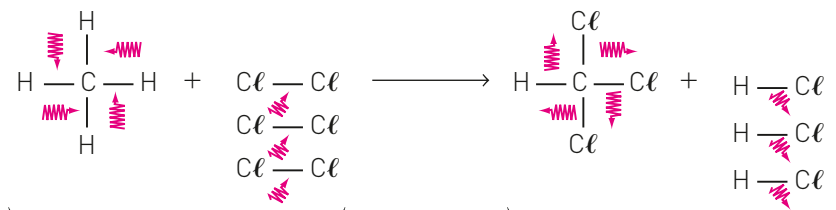


Banco de imagens/Arquivo da editora

• 2º exemplo:



Considerando, para facilitar os cálculos, que todas as ligações dos reagentes sejam quebradas, temos:



energia **absorvida**
nas quebras de ligações

$$4 \text{ C} - \text{H} = 4 [413,4] = 1653,6 \text{ kJ}$$

$$3 \text{ Cl} - \text{Cl} = 3 [242,6] = 727,8 \text{ kJ}$$

$$\text{energia total absorvida} = 2381,4 \text{ kJ}$$

energia **liberada** nas
formações das ligações

$$1 \text{ C} - \text{H} = 1 [413,4] = 413,4 \text{ kJ}$$

$$3 \text{ C} - \text{Cl} = 3 [327,2] = 981,6 \text{ kJ}$$

$$3 \text{ H} - \text{Cl} = 3 [431,8] = 1285,4 \text{ kJ}$$

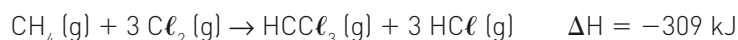
$$\text{energia total liberada} = 2690,4 \text{ kJ}$$

Como a energia liberada é maior do que a absorvida, a reação será **exotérmica**, e o seu valor absoluto:

$$2690,4 - 2381,4 = 309 \text{ kJ}$$

valor maior valor menor

Assim:



Entalpias de ligação médias, kJ · mol ⁻¹	
Ligação	Entalpia de ligação média
C — H	413
C — C	348
C = C	614
C ≡ C	839
C — O	358
C = O	743*
C — N	293
C — F	485
C — Cl	328
C — Br	276
C — I	238
N — H	388
N — N	163
N = N	418
N — O	201
N = O	607
N — F	195
N — Cl	381
O — H	463
O — O	146

Entalpias de ligação de moléculas diatômicas, kJ · mol ⁻¹	
Molécula	ΔH
H ₂	436
N ₂	941
O ₂	495
CO	1072
F ₂	155
Cl ₂	243
Br ₂	193
I ₂	151
HF	567
HCl	431
HBr	366
HI	299

Fonte: GILBERT, Thomas R. et al. *Chemistry. The science in context*. London/New York: W. W. Norton, 2009.

* No CO₂ a energia da ligação C = O é 799 kJ/mol.

Fonte: GILBERT, Thomas R. et al. *Chemistry. The science in context*. London/New York: W. W. Norton, 2009.

Exercício resolvido

(Fuvest-SP) Pode-se conceituar energia de ligação química como sendo a variação de entalpia (ΔH) que ocorre na quebra de 1 mol de uma dada ligação.

Assim, na reação representada pela equação:



$$\Delta H = 1\,170 \text{ kJ/mol de } \text{NH}_3$$

são quebrados 3 mol de ligação N — H, sendo, portanto, a energia de ligação N — H igual a 390 kJ/mol.

Sabendo-se que na decomposição:

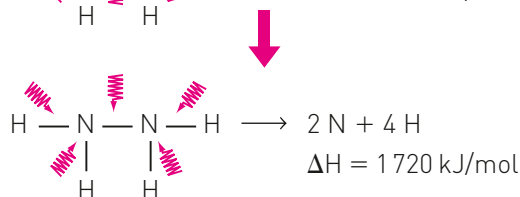
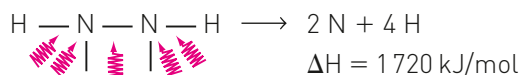


$$\Delta H = 1\,720 \text{ kJ/mol de } \text{N}_2\text{H}_4$$

são quebradas ligações N — N e N — H, qual o valor, em kJ/mol, da energia de ligação N — N?

Solução

Sabendo que a energia da ligação N — H é igual a 390 kJ/mol, vamos escrever a fórmula estrutural do N_2H_4 e fazer a sua decomposição:



São rompidas:

Ligações rompidas	Energia fornecida (kJ)	Energia total (kJ)
4 ligações N — H	$4 \cdot (390) = 1\,560$	$(1\,560 + x)$
1 ligação N — N	$1 \cdot x$	

Como o ΔH da reação é 1 720 kJ/mol, o valor de x pode ser calculado por:

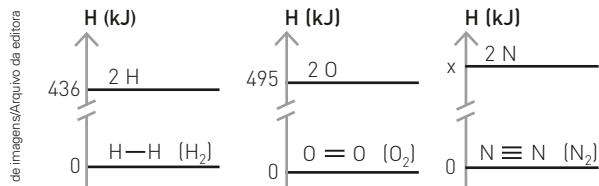
$$\Delta H = 1\,560 + x$$

$$1\,720 = 1\,560 + x$$

$$x = 160 \text{ kJ/mol}$$

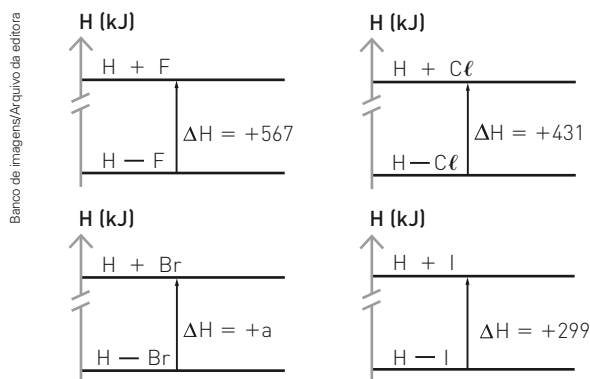
Fundamentando seus conhecimentos

1. Observe os seguintes diagramas:



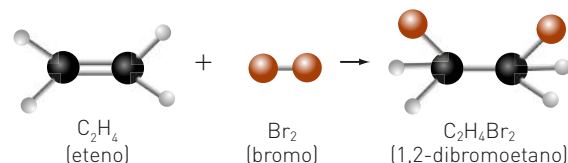
Faça uma previsão para o valor de x e justifique a sua resposta.

2. Os diagramas seguintes representam as energias de ligação dos hidretos da família dos halogênios:



Com base nos conceitos de polaridade de ligações e da fila de eletronegatividade de Pauling, faça uma previsão para o valor de a e justifique a sua resposta.

Observe a reação de bromação do eteno, aí representado pelo modelo “pau e bola”:



Responda às questões **3** a **12**, dadas as energias de ligação em kJ/mol⁻¹.

- C = C → 614
- C — H → 413
- C — Br → 276
- Br — Br → 193
- C — C → 348

3. Calcule a quantidade de energia que deve ser fornecida para quebrar todas as ligações em 1 mol de C_2H_4 .

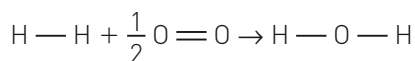
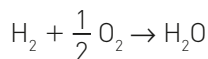
4. Calcule a quantidade de energia que deve ser fornecida para quebrar todas as ligações em 1 mol de Br_2 .
5. Qual é a energia total absorvida nas quebras das ligações?
6. Calcule a energia liberada na formação de 4 mol de ligações $\text{C} - \text{H}$.
7. Calcule a energia liberada na formação de 2 mol de ligações $\text{C} - \text{Br}$.

8. Calcule a energia liberada na formação de 1 mol de ligação $\text{C} - \text{C}$.
9. Qual é a energia total liberada nas formações das ligações?
10. Classifique a reação em endotérmica ou exotérmica. Justifique sua resposta.
11. Calcule o "saldo" energético.
12. Indique o ΔH da reação.

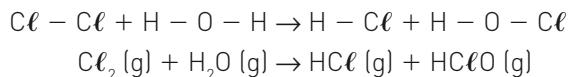
Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UEL-PR) A transformação representada por $\text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}(\text{g})$ é:
 - a) endotérmica, pois envolve ruptura de ligações intramoleculares.
 - b) endotérmica, pois envolve ruptura de ligações intermoleculares.
 - c) endotérmica, pois envolve formação de ligações intramoleculares.
 - d) exotérmica, pois envolve ruptura de ligações intramoleculares.
 - e) exotérmica, pois envolve formação de ligações intermoleculares.
2. (UFRGS-RS) Com base no seguinte quadro de entalpias de ligação, assinale a alternativa que apresenta o valor da entalpia de formação da água gasosa.

Ligação	Entalpia ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
$\text{H} - \text{O}$	464
$\text{H} - \text{H}$	436
$\text{O} = \text{O}$	498
$\text{O} - \text{O}$	134



- a) $-243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 - b) $-134 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 - c) $+243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 - d) $+258 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 - e) $+1532 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
3. (Unirio-RJ) O gás cloro (Cl_2), amarelo-esverdeado, é altamente tóxico. Ao ser inalado, reage com a água existente nos pulmões, formando ácido clorídrico (HCl) — um ácido forte, capaz de causar graves lesões internas, conforme a seguinte reação:



Ligação	Energia de ligação (kJ/mol ; 25°C e 1 atm)
$\text{Cl} - \text{Cl}$	243
$\text{H} - \text{O}$	464
$\text{H} - \text{Cl}$	431
$\text{Cl} - \text{O}$	205

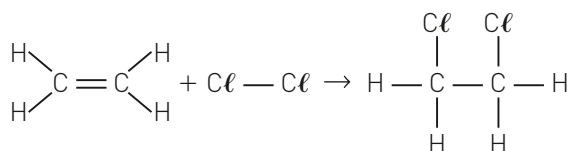
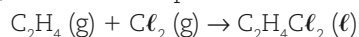
Utilizando os dados constantes na tabela anterior, marque a opção que contém o valor correto da variação de entalpia verificada, em kJ/mol .

- a) $+104$
- b) $+71$
- c) $+52$
- d) -71
- e) -104

4. (UCS-SP)

O 1,2-dicloroetano ocupa posição de destaque na indústria química americana. Trata-se de um líquido oleoso e incolor, de odor forte, inflamável e altamente tóxico. É empregado na produção do cloreto de vinila que, por sua vez, é utilizado na produção do PVC, matéria-prima para a fabricação de dutos e tubos rígidos para água e esgoto.

A equação química que descreve, simplificada, o processo de obtenção industrial do 1,2-dicloroetano, a partir da reação de adição de gás cloro ao eteno, encontra-se representada abaixo.



Disponível em: <<http://laboratorios.cetesb.sp.gov.br/wp-content/uploads/sites/47/2013/11/dicloroetano.pdf>>.
Acesso em: 3 set. 15. (Adaptado.)

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C — H	413,4
C — Cl	327,2
C — C	346,8
C = C	614,2
Cl — Cl	242,6

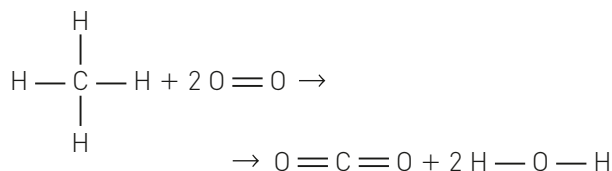
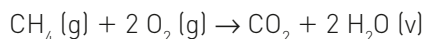
A variação de entalpia da reação anterior é igual a:

- x a) -144,4 kJ/mol.
 b) -230,6 kJ/mol.
 c) -363,8 kJ/mol.
 d) +428,2 kJ/mol.
 e) +445,0 kJ/mol.

5. (Unigranrio/MED-RJ) Cálculos de entalpias reacionais são em alguns casos efetuados por meio das energias de ligação das moléculas envolvidas, onde o saldo de energias de ligação rompidas e refeitas é considerado nesse procedimento. Alguns valores de energia de ligação entre alguns átomos são fornecidos no quadro abaixo:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
C — H	413
O = O	494
C = O	804
O — H	463

Considere a reação de combustão completa do metano representada na reação a seguir:



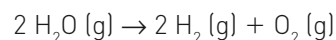
A entalpia reacional, em kJ/mol, para a combustão de um mol de metano segundo a reação será de:

- x a) -820. c) +106. e) +820.
 b) -360. d) +360.

6. (Unifesp) Com base nos dados da tabela

Ligação	Energia média de ligação (kJ/mol)
O — H	460
H — H	436
O = O	490

pode-se estimar que o ΔH da reação representada por



dado em kJ por mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, é igual a:

- x a) +239. c) +1 101. e) -478.
 b) +478. d) -239.

7. (UPE) A energia de ligação (H — N) em kJ/mol é igual a:

		ΔH
Reação	$3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$	-78 kJ/mol
Energia de ligação	H — H	432 kJ/mol
	N $\equiv$ N	942 kJ/mol

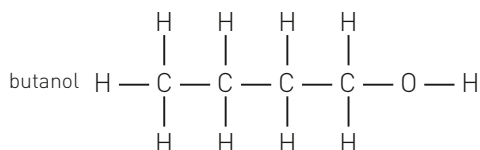
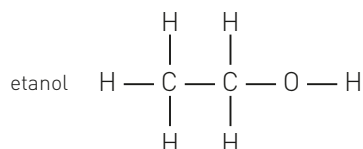
- a) 772. x c) 386. e) 260,5.
 b) 360. d) 1 080.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Unicamp-SP) No funcionamento de um motor, a energia envolvida na combustão do n-octano promove a expansão dos gases e também o aquecimento do motor. Assim, conclui-se que a soma das energias envolvidas na formação de todas as ligações químicas é:
- a) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.
 b) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
 x c) maior que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser exotérmico.
 d) menor que a soma das energias envolvidas no rompimento de todas as ligações químicas, o que faz o processo ser endotérmico.

2. (UFG-GO) A tabela a seguir apresenta os valores de energia de ligação para determinadas ligações químicas.

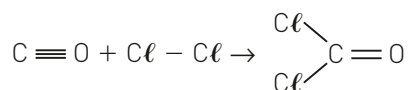
Ligação	Energia (kJ/mol)
C — C	83
C — H	100
C — O	85
O — H	110



Para as moléculas de etanol e butanol, os valores totais da energia de ligação (em kcal/mol) destas moléculas são respectivamente iguais a:

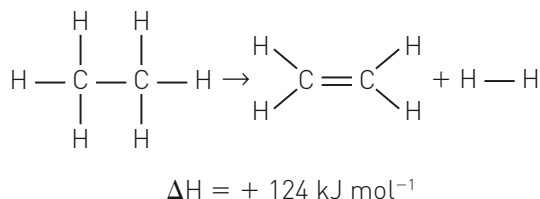
- a) 861 e 1454.
b) 668 e 1344.
c) 668 e 1134.
x d) 778 e 1344.
e) 778 e 1134.
3. (Espcex/Aman) Considerando os dados termoquímicos empíricos de energia de ligação das espécies, a entalpia da reação de síntese do fosgênio é:
- Dados:

Energia de ligação	
C = O	745 kJ/mol
C ≡ O	1080 kJ/mol
C — Cl	328 kJ/mol
Cl — Cl	243 kJ/mol



- a) +522 kJ.
x b) -78 kJ.
c) -300 kJ.
d) +100 kJ.
e) -141 kJ.

4. (UFSM-RS) Uma alimentação saudável, com muitas frutas, traz incontáveis benefícios à saúde e ao bem-estar. Contudo, a ingestão de fruta verde deixa um sabor adstringente na boca. Por isso, o gás eteno é utilizado para acelerar o amadurecimento das frutas, como a banana. Industrialmente, o eteno é obtido pela desidrogenação do etano, em altas temperaturas (500 °C) e na presença de um catalisador (óxido de vanádio), conforme mostrado na reação a seguir.

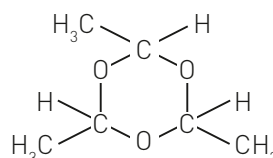


Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)	
Ligação	Energia
C — H	412
C — C	348
C = C	612

O valor absoluto da energia de ligação H — H em kJ · mol⁻¹ é, aproximadamente:

- a) 124. c) 684. e) 1368.
x b) 436. d) 872.

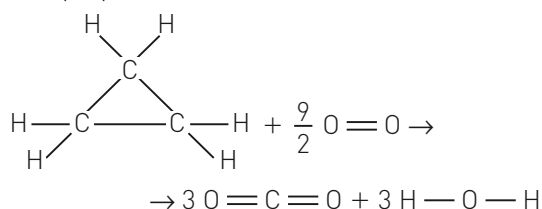
5. (Uerj) O ciclopropano, anestésico, e o 2,4,6-trimetil-s-trioxano, sedativo, cuja estrutura é apresentada a seguir, são dois compostos químicos utilizados como medicamentos.



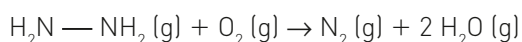
A reação de combustão completa do ciclopropano tem, como produtos finais, dióxido de carbono e água. Na tabela a seguir são apresentados os valores médios de energia de ligação envolvidos nesse processo, nas condições padrão.

Ligação	Energia de ligação (kcal · mol ⁻¹)
C — C	83
C — H	99
C = O	178
H — O	111
O = O	119

- a) Determine a fórmula mínima do 2,4,6-trimetil-s-trioxano.
 b) Calcule a entalpia padrão de combustão do ciclopropano.



6. (Unicamp-SP) A hidrazina ($\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$) tem sido utilizada como combustível em alguns motores de foguete. A reação de combustão que ocorre pode ser representada, simplificada, pela seguinte equação:



A variação de entalpia dessa reação pode ser estimada a partir dos dados de entalpia das ligações químicas envolvidas. Para isso, considera-se uma absorção de energia quando a ligação é rompida e uma liberação de energia quando a ligação é formada. A tabela a seguir apresenta dados de entalpia por mol de ligações rompidas.

Ligação	Entalpia ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)
$\text{H}-\text{H}$	436
$\text{H}-\text{O}$	464
$\text{N}-\text{N}$	163
$\text{N}=\text{N}$	514
$\text{N}\equiv\text{N}$	946
$\text{C}-\text{H}$	413
$\text{N}-\text{H}$	389
$\text{O}=\text{O}$	498
$\text{O}-\text{O}$	134
$\text{C}=\text{O}$	799

- a) Calcule a variação de entalpia para a reação de combustão de 1 mol de hidrazina.
 b) Calcule a entalpia de formação da hidrazina, sabendo-se que a entalpia de formação da água no estado gasoso é de $-242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
7. (Unicamp-SP) A Lei Periódica observada por Mendeleev permitiu prever propriedades macroscópicas de elementos e de compostos desconhecidos. Mais tarde verificou-se que propriedades

como comprimento e entalpia de ligações covalentes também são propriedades relacionadas com a periodicidade. A seguir estão, parcialmente tabelados, os comprimentos e as energias de ligações das moléculas dos haletos de hidrogênio:

Haletos de hidrogênio	Comprimento da ligação em pm (picômetros)	Entalpia de ligação (kJ/mol)
$\text{H}-\text{F}$	95	-
$\text{H}-\text{Cl}$	127	431
$\text{H}-\text{Br}$	141	-
$\text{H}-\text{I}$	161	299

Com base nos valores tabelados, estime as energias de ligação do $\text{H}-\text{F}$ e do $\text{H}-\text{Br}$ mostrando claramente como você procedeu.

8. (FGV-SP) Na tabela são dadas as energias de ligação (kJ/mol) a 25°C para algumas ligações simples, para moléculas diatômicas entre H e os halogênios (X).

	H	F	Cl	Br	I
H	432	568	431	366	298
F		158	254	250	278
Cl			243	219	210
Br				193	175
I					151

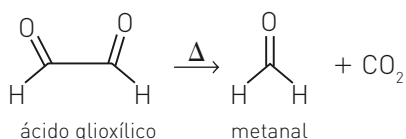
O cloreto de hidrogênio é um gás que, quando borbulhado em água, resulta numa solução de ácido clorídrico. Esse composto é um dos ácidos mais utilizados nas indústrias e laboratórios químicos. A energia para a formação de 2 mol de cloreto de hidrogênio, em kJ, a partir de seus elementos é igual a:

- a) +862.
 b) +187.
 x c) -187.
 d) -244.
 e) -862
9. (Fuvest-SP) Sob certas condições, tanto o gás flúor quanto o gás cloro podem reagir com hidrogênio gasoso, formando, respectivamente, os haletos de hidrogênio HF e HCl gasosos. Pode-se estimar a variação de entalpia (ΔH) de cada uma dessas reações, utilizando-se dados de energia de ligação. A tabela apresenta os valores de energia de ligação dos reagentes e produtos dessas reações a 25°C e 1 atm.

Molécula	H ₂	F ₂	Cl ₂	HF	HCl
Energia de ligação (kJ/mol)	435	160	245	570	430

Com base nesses dados, um estudante calculou a variação de entalpia (ΔH) de cada uma das reações e concluiu, corretamente, que, nas condições empregadas:

- ✗ a) a formação de HF (g) é a reação que libera mais energia.
 b) ambas as reações são endotérmicas.
 c) apenas a formação de HCl (g) é endotérmica.
 d) ambas as reações têm o mesmo valor de ΔH .
 e) apenas a formação de HCl (g) é exotérmica.
10. (Uerj) O formol, uma solução de metanal, frequentemente utilizado em cosméticos, vem sendo substituído pelo ácido glio-xílico. No entanto, a decomposição térmica desse ácido também acarreta a formação de metanal, de acordo com a seguinte equação:



Veja, a seguir, as energias das ligações nas moléculas participantes da reação:

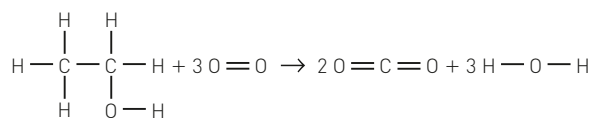
Ligação	Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)
C — C	348
C = O	744
C — H	413
C — O	357
O — H	462

Considere a decomposição de 1,0 L de uma solução aquosa de ácido glio-xílico, na concentração de 0,005 mol/L. Assumindo que todo o ácido glio-xílico foi decomposto, calcule, em quilojoules, a energia absorvida nesse processo.

11. (Espcex/Aman) Quantidades enormes de energia podem ser armazenadas em ligações químicas e a quantidade empírica estimada de energia produzida numa reação pode ser calculada a partir das energias de ligação das espécies envolvidas. Talvez a ilustração mais próxima deste conceito no cotidiano seja a utilização de combustíveis em veículos automotivos. No Brasil alguns veículos utilizam como combustível o Álcool Etílico Hidratado Combustível, conhecido pela sigla AEHC (atualmente denominado comercialmente apenas por *ETANOL*).

Considerando um veículo movido a AEHC com um tanque de capacidade de 40 L completamente cheio, além dos dados de energia de ligação química fornecidos e admitindo-se rendimento energético da reação de 100% densidade do AEHC de 0,80 g/cm³ e que o AEHC é composto, em massa, por 96% da substância etanol e 4% de água, a quantidade aproximada de calor liberada pela combustão completa do combustível deste veículo será de:

Dados: massas atômicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u.



Energia de ligação (kJ · mol ⁻¹)			
Tipo de ligação	Energia (kJ · mol ⁻¹)	Tipo de ligação	Energia (kJ · mol ⁻¹)
C — C	348	H — O	463
C — H	413	O = O	495
C = O	799	C — O	358

- a) 2,11 · 10⁵ kJ.
 b) 3,45 · 10³ kJ.
 ✗ c) 8,38 · 10⁵ kJ.
 d) 4,11 · 10⁴ kJ.
 e) 0,99 · 10⁴ kJ.

Amazônia: o “pulmão do mundo”?

Os vegetais são seres vivos autótrofos. Eles fazem fotossíntese, na qual a energia obtida da luz do Sol, a água e o CO_2 do ar são combinados quimicamente, produzindo carboidratos e O_2 . Mas as plantas também respiram, ou seja, retiram O_2 do ar e liberam CO_2 , gerando energia e usando os carboidratos resultantes da fotossíntese para crescer e proliferar. Ou seja, os vegetais, assim como os animais, produzem CO_2 . Entretanto, a quantidade de O_2 liberada pelas plantas é muito maior do que a que elas usam na respiração. O O_2 restante permanece na atmosfera e é utilizado na respiração dos seres vivos heterótrofos.

Então, árvores da Amazônia absorvem CO_2 e liberam O_2 . Mas, afinal, por que é errado dizer que a Amazônia é o “pulmão do mundo”? Porque há outros ecossistemas e espécies que também realizam fotossíntese intensamente. Estamos falando do fitoplâncton marinho, composto por seres microscópicos fotossintetizantes como cianobactérias e algas e que é o grande liberador de gás oxigênio na atmosfera.

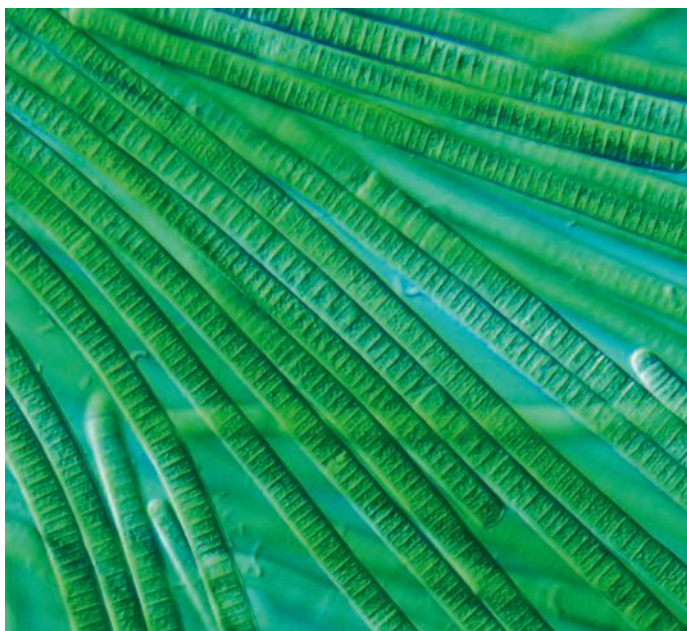
As cianobactérias já foram chamadas de algas azuis, mas o nome caiu em desuso por se tratar, na realidade, de bactérias fotossintetizantes, e não algas. Esses seres unicelulares existem em grandes quantidades e são os principais elementos do fitoplâncton.

Portanto, a floresta Amazônica contribui retirando CO_2 do ar e liberando O_2 , mas não é a única nem a principal a fazer isso, não merecendo o título de “pulmão do mundo”.

Fontes: <www.ufmg.br>; <<http://revistas.jatai.ufg.br>>. Acesso em: 20 mar. 2013.

Reflita

1. Se a Amazônia não é o “pulmão do mundo”, por que ela é tão importante? Se precisar, pesquise mais sobre o assunto para responder.
(Sugestão para pesquisa: <<http://ipam.org.br/cartilhas-ipam/a-importancia-das-florestas-em-pe/>>.
Acesso em: 22 mar. 2018.)
2. Se o verdadeiro “pulmão do mundo” é o fitoplâncton marinho e se os oceanos ocupam mais de 70% da superfície da Terra, então não temos com o que nos preocupar. Você concorda com essa afirmação? Pesquise a respeito de possíveis ameaças ao fitoplâncton e, depois, discuta com seus colegas.

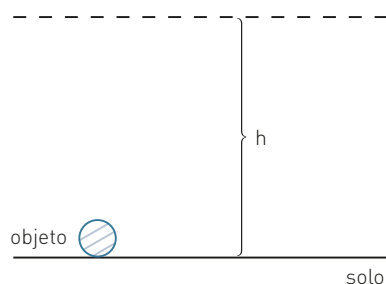


/// Filamentos de cianobactérias do gênero *Oscillatoria*. Diâmetro do filamento: $5\ \mu\text{m}$ ($1\ \mu\text{m} = 10^{-6}\ \text{m}$).

M.J. Walker/Dorling Kindersley/Getty Images

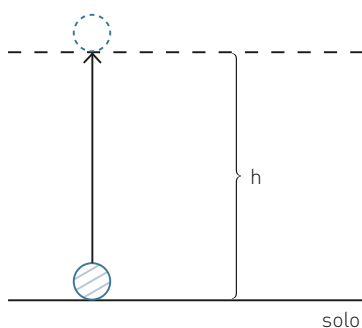
Lei de Hess

Imagine uma situação na qual um objeto de massa **m** deve ser levado do chão até determinada altura **h** em relação ao solo.

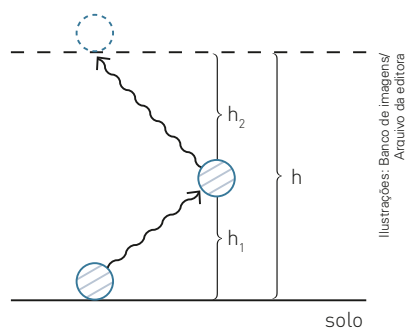


O percurso até a altura pretendida pode ser realizado de diversas maneiras, podendo ser realizado em uma ou mais etapas.

I. Uma única etapa



II. Mais de uma etapa



Ilustrações: Banco de imagens/
Arquivo da editora

A distância percorrida nos casos apresentados é diferente, pois os trajetos realizados pelo objeto são distintos, no entanto a variação de altura (h) é a mesma em ambas as situações, uma vez que $h = h_1 + h_2$. Assim, a variação de altura depende somente da posição inicial e final do objeto.

Caso desejássemos calcular a variação da energia potencial gravitacional associada ao objeto ($E_{pg} = m \cdot g \cdot h$), ela seria a mesma em ambos os casos, independentemente se o processo ocorreu em uma ou várias etapas.

$$E_{pg} (I) = E_{pg} (II) = mg(h_1 + h_2) = mgh$$

De modo análogo ao apresentado, a variação de entalpia (ΔH) de uma reação depende somente dos estados inicial e final e independe dos estados intermediários.

Lei de Hess: em uma reação química, a variação da entalpia é sempre a mesma, quer ela ocorra em uma única etapa ou em várias etapas. A variação da entalpia depende somente dos estados inicial e final.

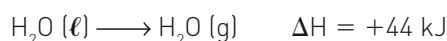


/// Germain Henri Hess (1802-1850), cientista suíço, formulou a lei de conservação da energia em termos das grandezas da Termoquímica.

A lei de Hess estabelece que a variação de entalpia da reação que ocorre em uma única etapa é igual à soma das variações de entalpia das etapas nas quais ela pode ocorrer.

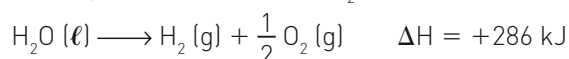
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Um exemplo simples da aplicação da lei de Hess consiste na passagem de 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ para o estado gasoso nas condições do estado padrão. Isso pode ser feito em uma única etapa:

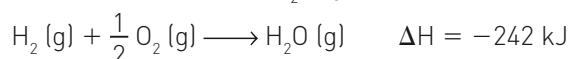


Poderíamos também obter $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ em duas etapas:

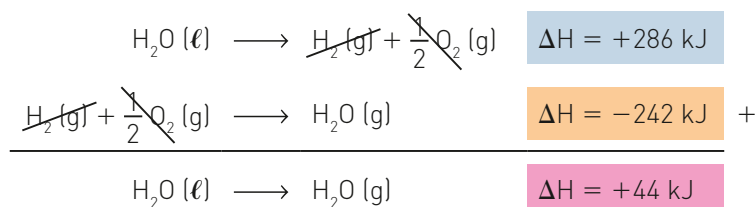
a) decomposição de 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\ell)$:



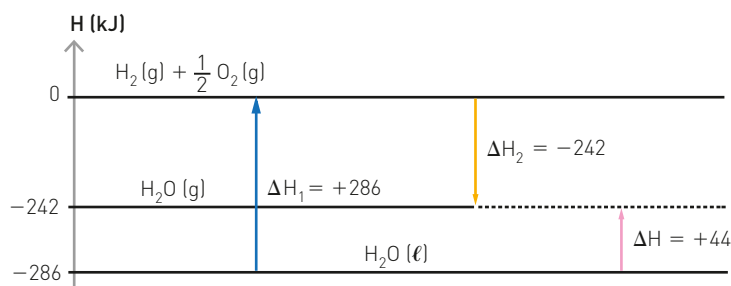
b) formação de 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$:



Como a reação global corresponde à soma dessas duas reações, o ΔH da reação global também corresponde à soma dos ΔH das reações envolvidas:



Graficamente, as três equações podem ser representadas da seguinte maneira:



Existem casos em que as etapas propostas para a ocorrência de uma reação não são possíveis de serem realizadas em laboratório.

Por que usamos a lei de Hess?

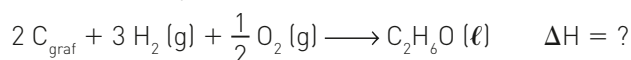
Nem sempre é possível calcular diretamente o ΔH de uma reação, por vários motivos:

- muitos compostos não podem ser sintetizados a partir de seus elementos;
- algumas reações são extremamente lentas;
- algumas reações são explosivas;
- em várias reações são formados produtos indesejáveis.

Nesses casos, o ΔH pode ser determinado de maneira indireta, com base na lei de Hess.

Vamos ver outro exemplo da aplicação da lei de Hess.

Considere a equação:



O valor do ΔH dessa reação pode ser determinado a partir de outras três equações:

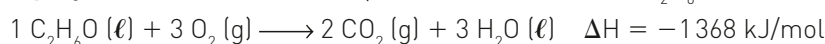
- **Equação I** — combustão completa do C_{graf} :



- **Equação II** — combustão do hidrogênio, $\text{H}_2 (\text{g})$:



- **Equação III** — combustão completa do álcool comum, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$:

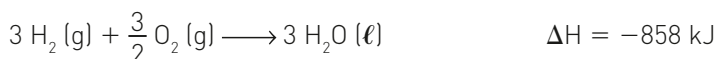


Vamos trabalhar com as equações I, II e III, de modo que a soma delas nos permita obter a equação termoquímica de formação do álcool comum. Para isso, devemos:

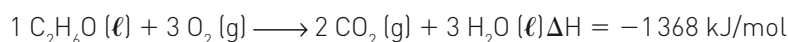
- a) ter 2 mol de C_{graf} no lado dos reagentes. O C_{graf} está presente na equação I, na quantidade de 1 mol. Como a entalpia é uma propriedade extensiva, isto é, depende da quantidade de substância, e precisamos de 2 mol de C_{graf} , essa equação (I) e o valor do seu ΔH devem ser multiplicados por 2:



- b) ter 3 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$ do lado dos reagentes. O $\text{H}_2 (\text{g})$ está presente na equação II, na quantidade de 1 mol. Como precisamos de 3 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$, a equação II e o valor de seu ΔH devem ser multiplicados por 3:

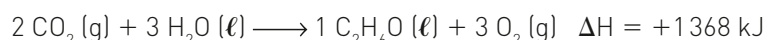


- c) ter 1 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (\ell)$ no lado dos produtos. O $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (\ell)$ está presente na equação III, do lado dos reagentes.

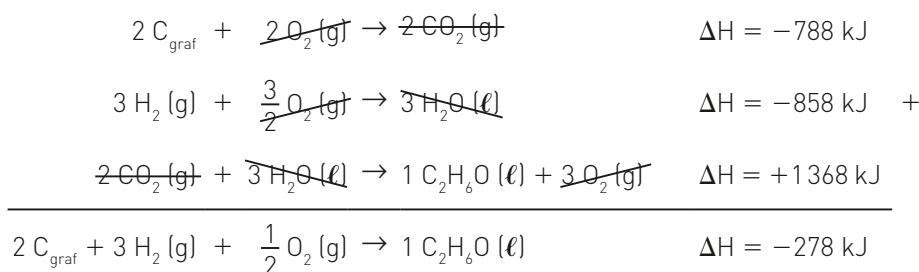


Para o $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (\ell)$ ser o produto, a reação deve ocorrer de maneira inversa; para isso, devemos inverter a equação III.

Essa equação é exotérmica, porém, no sentido inverso, ela é endotérmica; assim, devemos também inverter o sinal do valor do ΔH .



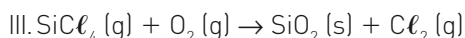
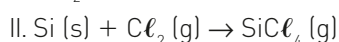
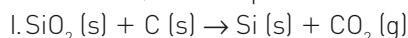
Somando essas três equações, agora devidamente adaptadas, obteremos a equação desejada e, também, o valor de ΔH para a formação do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$:



A aplicação da lei de Hess permitiu determinar a entalpia de formação do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (\ell)$ apesar de a reação não ocorrer dessa maneira em um laboratório.

Exercícios resolvidos

1. (Unicamp-SP) Uma das grandes novidades em comunicação é a fibra óptica. Nesta, a luz é transmitida por grandes distâncias sem sofrer distorção ou grande atenuação. Para fabricar fibra óptica de quartzo, é necessário usar sílica de alta pureza, que é preparada industrialmente usando uma sequência de reações cujas equações (não balanceadas) estão representadas a seguir:

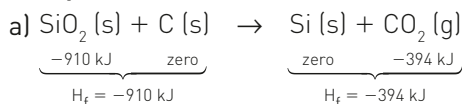


- a) Na obtenção de um tarugo de 300 g de sílica pura, qual a quantidade de energia (em kJ) envolvida? Considere a condição padrão.

Dados de entalpia padrão de formação em $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{SiO}_2(\text{s}) = -910$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -394$; $\text{SiCl}_4(\text{g}) = -657$.

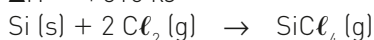
- b) Com a sílica produzida (densidade = $2,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$), foi feito um tarugo que, esticado, formou uma fibra de 0,06 mm de diâmetro. Calcule o comprimento da fibra esticada, em metros.

Solução



I. $\Delta H = (-394) - (-910)$

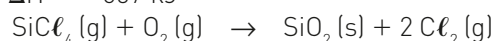
$\Delta H = +516 \text{ kJ}$



$\underbrace{\text{zero}}_{H_f = \text{zero}}$	zero	$\underbrace{-657 \text{ kJ}}_{H_f = -657 \text{ kJ}}$
--	------	--

II. $\Delta H = (-657) - (\text{zero})$

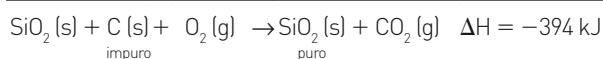
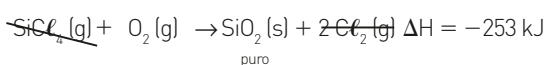
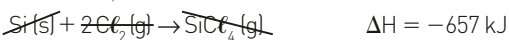
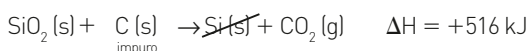
$\Delta H = -657 \text{ kJ}$



$\underbrace{-657 \text{ kJ}}_{H_f = -657 \text{ kJ}}$	zero	$\underbrace{-910 \text{ kJ}}_{H_f = -910 \text{ kJ}}$	zero
--	------	--	------

III. $\Delta H = (-910) - (-657)$

$\Delta H = -253 \text{ kJ}$



Para a obtenção de 1,0 mol de $\text{SiO}_2(\text{s})$ puro são liberados 394 kJ.

SiO_2 : massa molar = 60 g/mol

1 mol de $\text{SiO}_2 = 60 \text{ g} \quad \frac{394 \text{ kJ}}{60 \text{ g}}$

$300 \text{ g} \quad \frac{394 \text{ kJ}}{60 \text{ g}} \times 300 \text{ g}$

$x = 1970 \text{ kJ liberados}$

b) $m = 300 \text{ g}$ de SiO_2

$d = 2,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

Diâmetro da fibra = 0,06 mm

$r = 0,03 \text{ mm} = 0,003 \text{ cm}$

$h =$ comprimento da fibra

$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} \Rightarrow V = \frac{300 \text{ g}}{2,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}} = 136,36 \text{ cm}^3$

$V = \pi r^2 h$

$h = \frac{V}{\pi r^2} \Rightarrow h = \frac{136,36 \text{ cm}^3}{3,14 \cdot (0,003)^2 \text{ cm}^2} \Rightarrow$

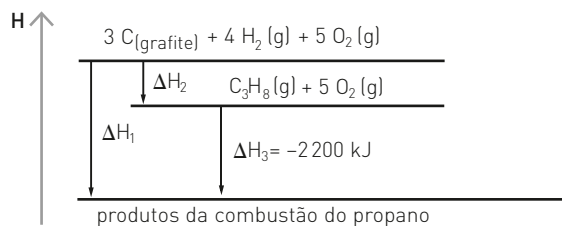
$\Rightarrow h = 4,82 \cdot 10^6 \text{ cm} \Rightarrow h = 4,82 \cdot 10^4 \text{ m}$

2. (UEPG-PR) Com base nas informações e no diagrama a seguir, relacionados com a combustão completa do propano, a qual resulta em dióxido de carbono e água, responda o que for correto (dê como resposta a soma dos itens corretos).

Entalpias de formação:

$\Delta H(\text{CO}_2(\text{g})) = -394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$\Delta H(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$



01) ΔH_1 é igual a -680 kJ .

02) A combustão de um mol de propano produz um mol de gás carbônico e um mol de água.

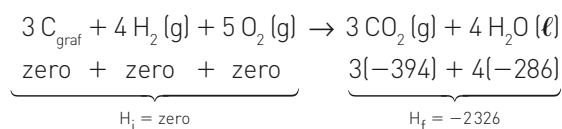
04) A entalpia de formação do propano é igual a -126 kJ .

08) A combustão do propano é um processo exotérmico.

16) ΔH_2 é igual a -126 kJ .

Solução

Inicialmente, vamos determinar o ΔH_1 usando os estados inicial e final:



$\Delta H = H_f - H_i$

$\Delta H = -2326 \text{ kJ}$

O valor do ΔH_1 é -2326 kJ.

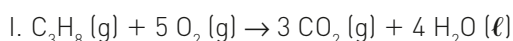
Sabendo que $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$, conseguiremos determinar o ΔH_2 :

$$-2326 = \Delta H_2 + (-2200)$$

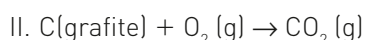
$$\Delta H = -126 \text{ kJ} = \text{entalpia do } C_3H_8(g)$$

Os itens corretos são: 04 + 08 + 16 = 28.

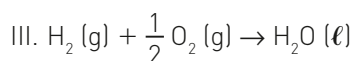
3. (UFG-GO) A variação de entalpia (ΔH) é uma grandeza relacionada à variação de energia que depende apenas dos estados inicial e final de uma reação. Analise as seguintes equações químicas:



$$\Delta H^0 = -2220 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^0 = -394 \text{ kJ}$$



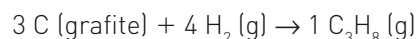
$$\Delta H^0 = -286 \text{ kJ}$$

Ante o exposto, determine a equação global de formação do gás propano e calcule o valor da variação de entalpia do processo.

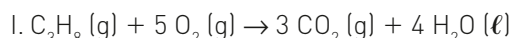
Solução

A equação de formação do gás propano não foi fornecida no exercício, de modo que devemos equacioná-la. Nessa equação deve ser represen-

tada a formação de 1 mol de gás propano (C_3H_8) a partir de substâncias simples em sua forma alotrópica mais estável (estado padrão), assim, temos:



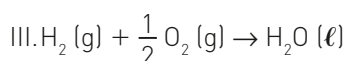
A partir das equações apresentadas devemos obter a equação acima, desse modo, as seguintes operações devem ser realizadas a partir dos dados fornecidos:



$$\Delta H^0 = -2220 \text{ kJ (inverter)}$$

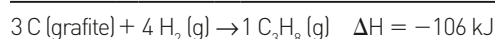
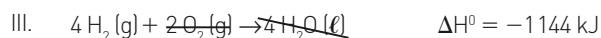
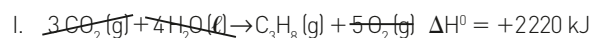


$$\Delta H^0 = -394 \text{ kJ} (\cdot 3) = -1182 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^0 = -286 \text{ kJ} (\cdot 4) = -1144 \text{ kJ}$$

Aplicando as operações, temos:

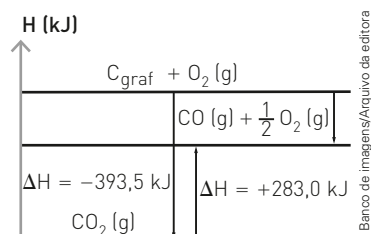
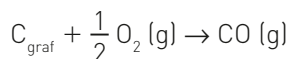


$$\Delta H = -106 \text{ kJ}$$

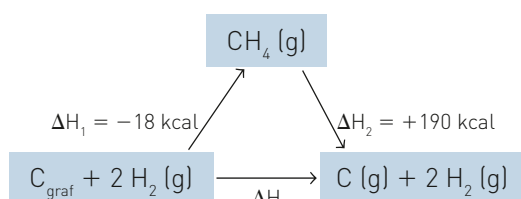
Desse modo, a variação de entalpia para a formação do propano corresponde a $\Delta H = -106$ kJ.

Fundamentando seus conhecimentos

1. A partir do diagrama, calcule o ΔH da reação:

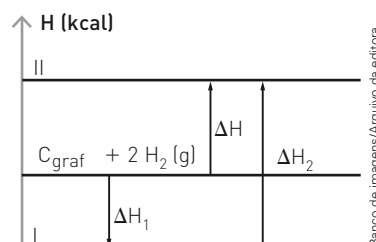


O esquema a seguir deve ser utilizado para responder às questões 2 a 6.



2. Determine o ΔH da reação de vaporização do carbono grafite: $C_{\text{graf}} \rightarrow C(g)$

3. Indique as substâncias que devem ocupar as posições I e II do diagrama:



4. Indique os valores ΔH_1 , ΔH_2 e ΔH .
5. Determine o calor liberado ou absorvido na vaporização de 5 mol de C_{graf} .
6. Calcule o calor envolvido na vaporização de 120 g de C_{graf} . (Dado: massa molar do C = $12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

7. O enxofre é um sólido amarelo encontrado livre na natureza (estado nativo) na forma alotrópica de enxofre rômico.

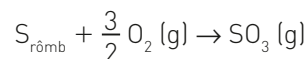
Para sua extração nas minas, ele é inicialmente liquefeito e, nessa forma, é extraído e lançado no ambiente, onde se solidifica.

Sua reação com o oxigênio (O_2) forma dois óxidos

(SO_2 e SO_3), e as equações termoquímicas são:

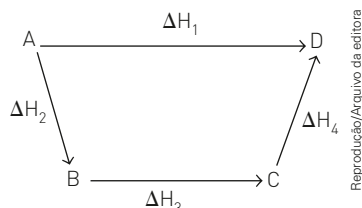


Determine o ΔH da reação:



Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UFRGS-RS) Considere o diagrama abaixo, que representa equações termoquímicas genéricas.



Segundo a Lei de Hess, a relação matemática correta entre os ΔH é dada pela expressão:

a) $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$.

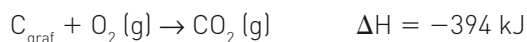
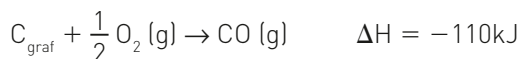
b) $\Delta H_1 = \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4$.

x c) $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$.

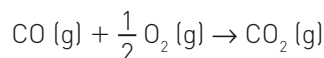
d) $\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 = 0$.

e) $\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 = \Delta H_4$.

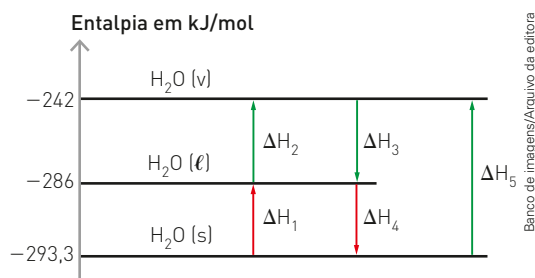
2. A queima do carbono grafita pode originar o monóxido de carbono e o dióxido de carbono.



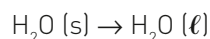
Com base nas informações, calcule a entalpia da transformação de $CO(g)$ em $CO_2(g)$ representada pela equação a seguir.



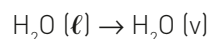
Observe o diagrama que representa as mudanças de estado para a água. Com base nele, responda às questões 3 a 6.



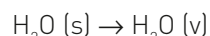
3. Calcule o valor do ΔH para a mudança de estado:



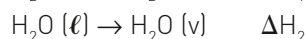
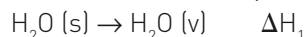
4. Calcule o valor do ΔH para a mudança de estado:



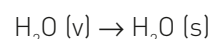
5. Calcule o valor do ΔH para a mudança de estado:



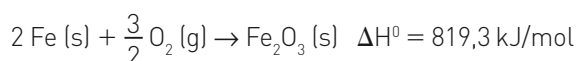
6. Considere as mudanças de estado:



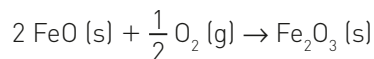
Calcule o valor do ΔH para a mudança.



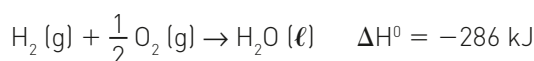
7. A reação do metal ferro (Fe) com o gás oxigênio pode originar dois óxidos diferentes. Essas reações, com seus respectivos valores de ΔH^0 , podem ser representadas pelas equações a seguir.



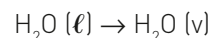
Determine, nas condições padrão (25 °C e 1 bar), a quantidade de calor envolvida na transformação abaixo e indique se esta reação é exotérmica ou endotérmica.



8. As reações a seguir representam a oxidação do gás hidrogênio.

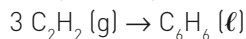


Com base nessas informações, calcule o calor envolvido na vaporização de 1,8 kg de água líquida.

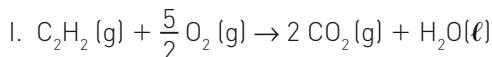


Dado: massa molar de $H_2O = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

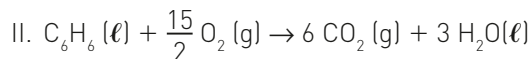
9. (Enem) O benzeno, um importante solvente para a indústria química, é obtido industrialmente pela destilação do petróleo. Contudo, também pode ser sintetizado pela trimerização do acetileno catalisada por ferro metálico sob altas temperaturas, conforme a equação química:



A energia envolvida nesse processo pode ser calculada indiretamente pela variação de entalpia das reações de combustão das substâncias participantes, nas mesmas condições experimentais:



$$\Delta H_c^\circ = -310 \text{ kcal/mol}$$

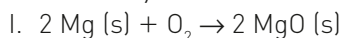


$$\Delta H_c^\circ = -780 \text{ kcal/mol}$$

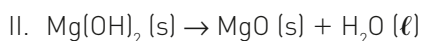
A variação de entalpia do processo de trimerização, em kcal para a formação de um mol de benzeno é mais próxima de:

- a) -1090. c) -50. e) +470.
 x b) -150. d) +157.

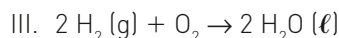
10. (Uepa) O hidróxido de magnésio, base do medicamento vendido comercialmente como Leite de Magnésia, pode ser usado como antiácido e laxante. Dadas as reações abaixo:



$$\Delta H = -1203,6 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = +37,1 \text{ kJ}$$

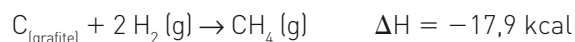
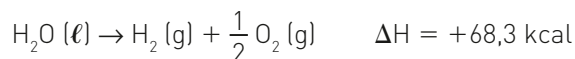


$$\Delta H = -571,7 \text{ kJ}$$

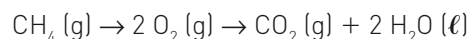
Então, o valor da entalpia de formação do hidróxido de magnésio, de acordo com a reação $\text{Mg} (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 (\text{s})$, é:

- a) -1849,5 kJ. x d) -924,75 kJ.
 b) +1849,5 kJ. e) +924,75 kJ.
 c) -1738,2 kJ.

11. (UEL-PR) Um dos maiores problemas do homem, desde os tempos pré-históricos, é encontrar uma maneira de obter energia para aquecê-lo nos rigores do inverno, acionar e desenvolver seus artefatos, transportá-lo de um canto a outro e para a manutenção de sua vida e lazer. A reação de combustão é uma maneira simples de se obter energia na forma de calor. Sobre a obtenção de calor, considere as equações a seguir.



Assinale a alternativa que apresenta, corretamente, o valor do calor de combustão (ΔH) do metano (CH_4) na equação a seguir.



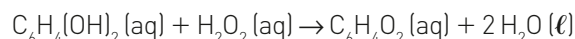
- x a) -212,8 kcal d) +144,5 kcal
 b) -144,5 kcal e) +212,8 kcal
 c) -43,7 kcal

12. (Unimontes-MG)

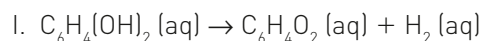


Reprodução/Universidade Cornell, Nova York, EUA.

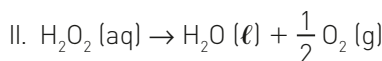
Um inseto conhecido como besouro bombardeiro consegue afugentar seus predadores lançando sobre eles um "aerossol químico", um vapor na forma de fina névoa. Esse aerossol resulta de uma reação química entre as substâncias hidroquinona, $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$, e o peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , catalisada por uma enzima. Além do efeito térmico da reação, a quinona, $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$, produzida atua como repelente contra outros insetos e animais. A reação de formação do aerossol químico pode ser representada pela equação:



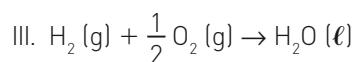
Considere as reações representadas pelas equações I, II e III:



$$\Delta H^\circ = 177 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ = -94,6 \text{ kJ}$$

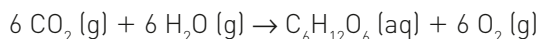


$$\Delta H^\circ = -286 \text{ kJ}$$

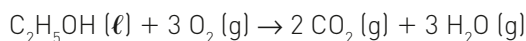
Relacionando as equações I, II e III, pode-se afirmar que, para afugentar os predadores, o besouro bombardeiro libera uma quantidade de calor equivalente a:

- a) 557,6 kJ. c) 368,4 kJ.
 x b) 203,6 kJ. d) 407,2 kJ.

13. (Fuvest-SP) A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes equações químicas:



$$\Delta H = -70 \text{ kJ/mol}$$

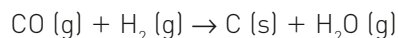


$$\Delta H = -1235 \text{ kJ/mol}$$

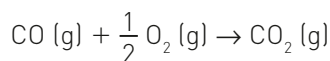
Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de ΔH para a reação de fotossíntese é:

- a) -1305 kJ/mol . d) -2540 kJ/mol .
b) $+1305 \text{ kJ/mol}$. x e) $+2540 \text{ kJ/mol}$.
c) $+2400 \text{ kJ/mol}$.

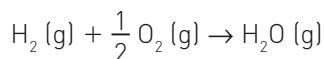
14. (Udesc) Considere as seguintes reações e suas variações de entalpia, em kJ/mol.



$$\Delta H = -150 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -273 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = -271 \text{ kJ/mol}$$

Pode-se afirmar que a variação de entalpia, para a combustão completa de 1 mol de C (s), formando $\text{CO}_2 (\text{g})$, é:

- a) -654 kJ/mol . d) $+654 \text{ kJ/mol}$.
b) -504 kJ/mol . x e) -354 kJ/mol .
c) $+504 \text{ kJ/mol}$.

Desafiando seus conhecimentos

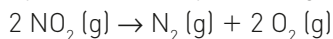
1. (Fuvest-SP) O monóxido de nitrogênio (NO) pode ser produzido diretamente a partir de dois gases que são os principais constituintes do ar atmosférico, por meio da reação representada por



O NO pode ser oxidado, formando o dióxido de nitrogênio (NO_2), um poluente atmosférico produzido nos motores a explosão:



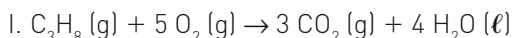
Tal poluente pode ser decomposto nos gases N_2 e O_2 :



Essa última transformação:

- a) libera quantidade de energia maior do que 114 kJ.
x b) libera quantidade de energia menor do que 114 kJ.
c) absorve quantidade de energia maior do que 114 kJ.
d) absorve quantidade de energia menor do que 114 kJ.
e) ocorre sem que haja liberação ou absorção de energia.

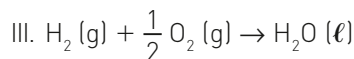
2. (UFG-GO) A variação de entalpia (ΔH) é uma grandeza relacionada à variação de energia que depende apenas dos estados inicial e final de uma reação. Analise as seguintes equações químicas:



$$\Delta H^0 = -2220 \text{ kJ}$$

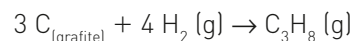


$$\Delta H^0 = -394 \text{ kJ}$$

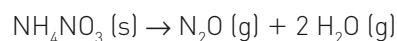


$$\Delta H^0 = -286 \text{ kJ}$$

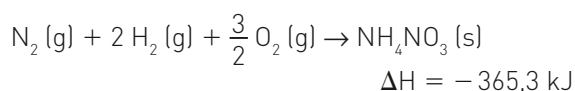
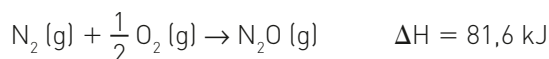
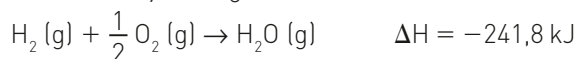
Ante o exposto, determine a equação global de formação do gás propano e calcule o valor da variação de entalpia do processo.



3. (Uespi) O N_2O é conhecido como gás hilariante, pois age sobre o sistema nervoso central, provocando riso de forma histérica. Esse gás pode ser produzido pela decomposição térmica do nitrato de amônio, de acordo com a equação:



Utilizando os dados termoquímicos abaixo, calcule a quantidade de calor liberada nesse processo de obtenção do gás hilariante.

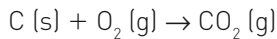


- a) 205,1 kJ d) 95,4 kJ
x b) 36,7 kJ e) 46,7 kJ
c) 146,3 kJ

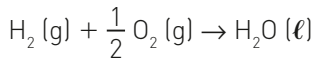
4. (UCS-SP) Considere as equações químicas abaixo.



$$\Delta H = -1\,263 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\Delta H = -413 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



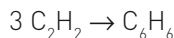
$$\Delta H = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

As células usam glicose, um dos principais produtos da fotossíntese, como fonte de energia e como intermediário metabólico. Com base nas equações acima, qual é a energia envolvida ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) na queima metabólica de 1 mol de glicose?

Considere a equação química dessa queima como $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{aq}) + 6 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\ell)$.

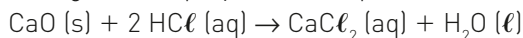
- a) -3931 .
 x b) -2931 .
 c) -1931 .
 d) $+1931$.
 e) $+2931$.
5. (Uece) Partindo das reações de combustão do acetileno e do benzeno, que produzem apenas gás carbônico e água, e cujas entalpias são, respectivamente, $-310,7$ kcal e $-781,0$ kcal, é correto afirmar que o valor da entalpia de trimerização do acetileno será:

- $3 \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$
- ☒ a) $-151,1 \text{ kcal.}$ c) $-141,5 \text{ kcal.}$
☐ b) $-121,3 \text{ kcal.}$ d) $-131,2 \text{ kcal.}$

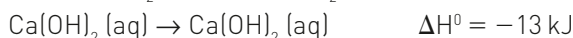


- ✗ a) $-151,1$ kcal. c) $-141,5$ kcal.
 b) $-121,3$ kcal. d) $-131,2$ kcal.

6. (UFTM-MG) O cloreto de cálcio é um composto que tem grande afinidade com água, por isso é utilizado como agente secante nos laboratórios químicos e como antimoho nas residências. Este sal pode ser produzido na reação de neutralização do hidróxido de cálcio com ácido clorídrico. A entalpia dessa reação pode ser calculada utilizando as seguintes equações termoquímicas:

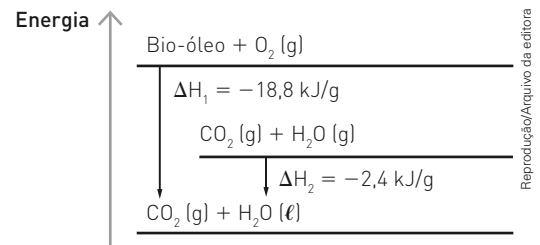


$$\Delta H^0 = -186 \text{ kJ}$$



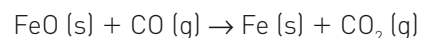
- Calcule a entalpia da reação de neutralização da solução de hidróxido de cálcio com solução de ácido clorídrico.
- Calcule a energia envolvida na neutralização de 280 g de óxido de cálcio sólido com solução de ácido clorídrico. Essa reação é endotérmica ou exotérmica?

7. (Enem) O aproveitamento de resíduos florestais vem se tornando cada dia mais atrativo, pois eles são uma fonte renovável de energia. A figura representa a queima de um bio-óleo extraído do resíduo de madeira, sendo ΔH_1 a variação de entalpia devido à queima de 1 g desse bio-óleo, resultando em gás carbônico e água líquida, e ΔH_2 a variação de entalpia envolvida na conversão de 1 g de água no estado gasoso para o estado líquido.

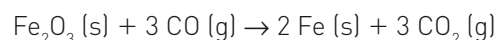


A variação de entalpia, em kJ, para a queima de 5 g desse bio-óleo resultando em CO_2 (gasoso) e H_2O (gasoso) é:

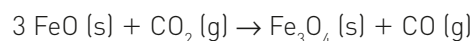
- a) $-106.$
b) $-94.$
X c) $-82.$
d) $-21,2.$
e) $-16,4.$
8. (Enem) O ferro é encontrado na natureza na forma de seus minérios, tais como a hematita ($\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$), a magnetita (Fe_3O_4) e a wustita (FeO). Na siderurgia, o ferro-gusa é obtido pela fusão de minérios de ferro em altos-fornos em condições adequadas. Uma das etapas nesse processo é a formação de monóxido de carbono. O CO (gasoso) é utilizado para reduzir o FeO (sólido), conforme a equação química:



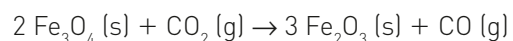
Considere as seguintes equações termoquímicas:



$$\Delta H_r^0 = -25 \text{ kJ/mol de Fe}_2\text{O}_3$$



$$\Delta H_r^0 = -36 \text{ kJ/mol de CO}_2$$



$$\Delta H_r^0 = +47 \text{ kJ/mol de CO}_2$$

O valor mais próximo de ΔH_r^0 em kJ/mol de FeO, para a reação indicada do FeO (sólido) com o CO (gasoso) é:

- a) -14 .
 x b) -17 .
 c) -50 .
 d) -64 .
 e) -100 .

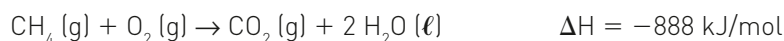
País desperdiça biogás

Por entraves na regulamentação e nas regras do Protocolo de Kyoto, o Brasil queima hoje cerca de 1 milhão de metros cúbicos de gás natural por dia em aterros sanitários, estações de tratamento de água e na agroindústria. O combustível, que representa 3% da capacidade do Gasoduto Bolívia-Brasil (Gasbol), é suficiente para abastecer 200 postos com gás natural veicular (GNV) ou acionar uma usina termoeletrica de 100 megawatts (MW).

Chamado de biogás, o combustível é proveniente de resíduos sólidos, como dejetos de animais, e pode ser tratado e transformado em gás natural para ser inserido na rede de distribuição, gerar energia ou abastecer veículos. Algumas iniciativas já aproveitam o combustível, como os aterros sanitários São João e Bandeirantes, em São Paulo, que destinam o gás para geração térmica. O aproveitamento, porém, ainda é pequeno.

País desperdiça 1 milhão de m³ de biogás por dia. O Estado de S. Paulo. Disponível em: <<http://economia.estadao.com.br/noticias/geral,pais-desperdica-1-milhao-de-m-de-biogas-por-dia,358431>>. Acesso em: mar. 2018.

O gás natural é constituído por aproximadamente 70% em volume ou em mol pelo metano, seu principal componente, com densidade aproximada de 0,7 kg/m³. A equação termoquímica de combustão do metano é:

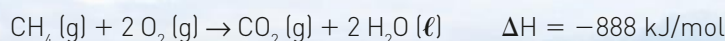


Pensando em alternativas energéticas, o governo incentiva a pesquisa do uso da biomassa, matéria orgânica que, quando fermenta, também produz o biogás.

De acordo com o texto e com seus conhecimentos de Termoquímica, resolva os problemas 1 e 2.

1. Créditos de carbono são certificados emitidos quando um país consegue reduzir a emissão de gases que provocam o efeito estufa, entre eles o metano. Esse crédito pode ser negociado entre as nações para que todas consigam cumprir as metas do Protocolo de Kyoto. Sabendo que a redução de 1 tonelada de metano corresponde a 21 créditos de carbono, qual é o número de créditos de carbono que o Brasil pode negociar ao queimar 1 milhão de m³ de gás natural por dia em aterros?

2. Dadas as reações termoquímicas abaixo, determine a entalpia de formação do metano.

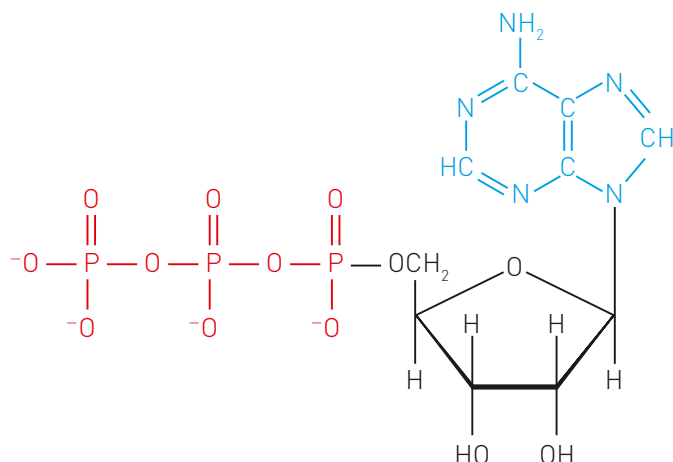


Usina de biogás na Alemanha.

Lena Wurm/Shutterstock

A quebra do ATP libera energia?

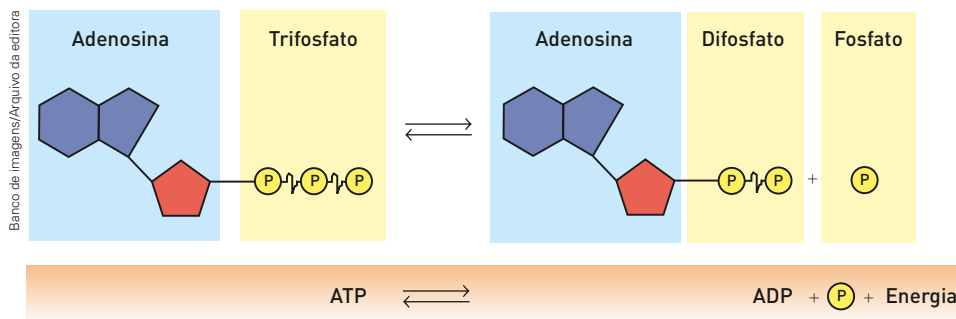
Todos os seres vivos precisam de energia para sobreviver. Essa energia pode ser obtida de diversas fontes, porém, em todos os casos, a molécula final que transportará essa energia é a **adenosina trifosfato (ATP)**.



// O ATP é formado por uma adenina (azul), uma ribose (preto) e três grupos fosfato (vermelho). Portanto, adenina + ribose = adenosina.

Os processos que necessitam de energia, como a síntese de macromoléculas (proteínas e glicogênio) e a locomoção (músculo ou flagelo), utilizam o ATP.

Em Química Orgânica e Bioquímica é comum representarmos uma reação química mostrando apenas as espécies relevantes. Dessa forma, é comum encontrarmos a seguinte equação que representa a liberação de energia pelo ATP:



Equação 1

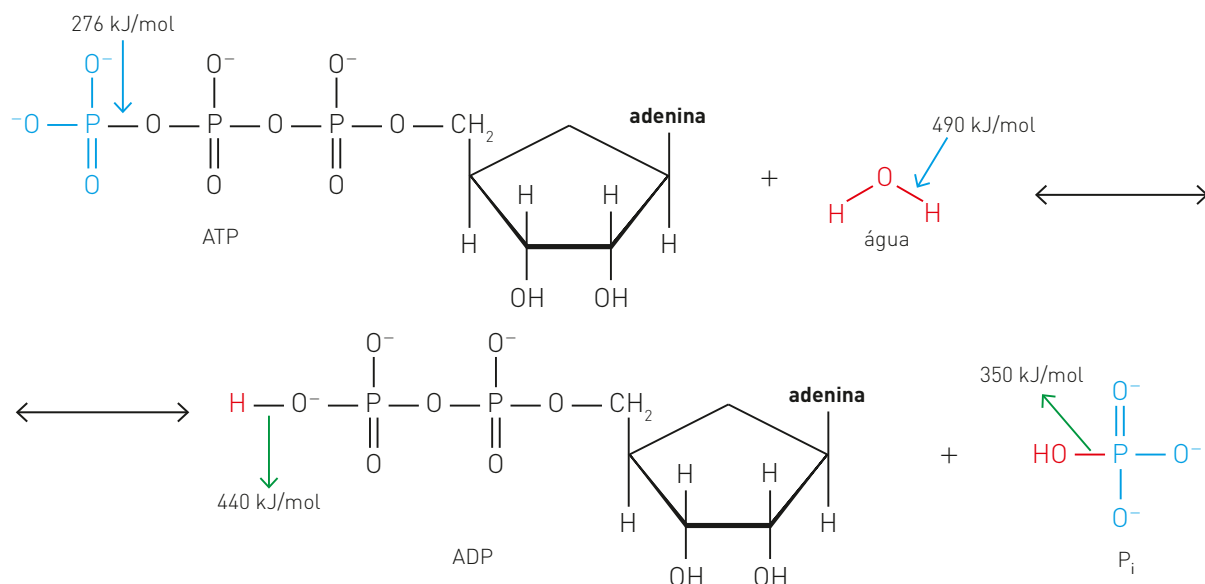
Essa equação nos leva a algumas incoerências, pois indica que é a quebra da ligação fosfato que libera energia. Porém, a quebra de uma ligação é um processo endotérmico e não exotérmico.

Para solucionarmos esse problema, temos de levar em conta outro reagente que na equação anterior foi omitido: a água.

A equação completa é: $\text{ATP} + \text{H}_2\text{O} = \text{ADP} + \text{P} + \text{energia}$

Equação 2

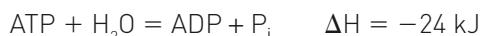
O cálculo do calor liberado na hidrólise do ATP pode ser feito usando as energias das ligações. O esquema a seguir mostra as ligações quebradas (seta azul) e formadas (seta verde) com as respectivas energias envolvidas.



Ligações quebradas (absorvem energia)		Ligações formadas (liberam energia)	
Ligação fosfato do ATP	276 kJ	Ligação H — ADP	440 kJ
ligação H — O	490 kJ	Ligação O — P	350 kJ
Total	766 kJ	Total	790 kJ

Para calcular a variação de entalpia, temos de comparar o total de energia absorvida e liberada nas ligações químicas. Nesse caso, mais calor é liberado (790 kJ) que absorvido (766 kJ).

Dessa forma, no processo global, mais calor é liberado. O saldo envolvendo estas ligações é de 24 kJ, logo, a hidrólise do ATP libera 24 kJ de energia. Podemos escrever:



O cálculo feito nos mostra a energia que a hidrólise do ATP libera na forma de calor.

Processos espontâneos

Processo espontâneo: é aquele que pode acontecer sem influência externa.

Em processos espontâneos, a matéria e a energia tendem a ficar mais desordenadas. Essa tendência recebe o nome de **entropia (S)**.

Para exemplificar, podemos citar um metal quente que tende a perder calor para o meio e ficar à temperatura ambiente. Isso acontece porque a energia dos átomos do metal, que vibram vigorosamente, tende a se espalhar para os átomos da vizinhança. Nesse caso, a entropia aumenta, pois a energia que estava “acumulada” no metal agora está espalhada nos átomos da vizinhança.

Relacionando a variação de entalpia (ΔH), a variação de entropia (ΔS) e a temperatura, temos um indicador de espontaneidade de reação, a **energia de Gibbs**. Podemos calcular a energia de Gibbs (temperatura e pressão constante) com a seguinte expressão:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

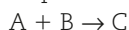
Em reações espontâneas, o ΔG é menor que zero. Assim pode-se inferir que quanto mais negativo for o ΔH (mais exotérmico) e maior for a entropia, mais espontânea é a reação.

A hidrólise do ATP é exotérmica e a sua entropia aumenta; logo, podemos concluir que ela é uma reação espontânea. O ΔG da hidrólise do ATP é -31 kJ/mol . Essa energia pode ser usada para promover os processos celulares não espontâneos.

É importante ressaltar que o calor liberado em uma reação não pode ser utilizado para realizar trabalho celular; essa energia é dissipada para o meio.

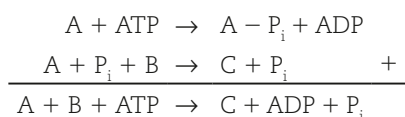
Sendo assim, como o ATP é utilizado para promover reações ou processos que necessitam de energia? Observe o exemplo abaixo:

Uma célula precisa produzir o composto C a partir de A e B.



Porém, A e B não reagem (a reação não é espontânea). Dessa forma, produzir C não pode ser feito reagindo A diretamente com B.

Para solucionar esse problema, a célula faz uso do ATP.



O ATP ajudou na formação do C a partir do A e do B. Quando o ATP fornece o grupo fosfato (P_i) para o A, ele aumenta a energia do A, favorecendo sua reação com o B.

Por causa do ΔG negativo do ATP, a ligação ADP — fosfato foi chamada de **ligação fosfato de alta energia**. Esse termo significa que existe uma grande facilidade de uma reação ocorrer envolvendo essa ligação, e ele não deve ser confundido com o sentido químico de a ligação ser forte (alta energia de ligação).

Fonte: MARZZOCO, A.; TORRES, B. B. *Bioquímica básica*. 3. ed. Rio de Janeiro: Guanabara, 2007. ALBERTY, R. A. *Thermodynamics of biochemical reactions*. New Jersey: John Wiley and Sons, 2003.

Reflita

1. Usando os valores de entalpia de formação, calcule a energia liberada na hidrólise do ATP.

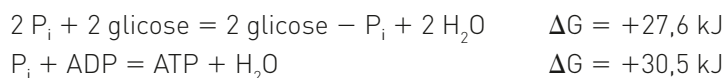
Dados:

- $\text{ATP} = -3619,21 \text{ kJ/mol}$
- $\text{ADP} = -2626,54 \text{ kJ/mol}$
- $P_i = -1299 \text{ kJ/mol}$
- $\text{H}_2\text{O} = -285,5 \text{ kJ/mol}$

2. A energia de Gibbs é uma função de estado, portanto podemos calcular o ΔG de uma reação sabendo as variações de energia de outras reações (lei de Hess). Sendo assim, calcule o ΔG da reação abaixo e responda se o processo é espontâneo ou não.



Dados:



3. Podemos calcular a energia de Gibbs de uma reação usando as energias de Gibbs padrão de cada substância envolvida na reação. A forma de calcular é similar ao método de calcular o ΔH de uma reação por meio das entalpias de formação.

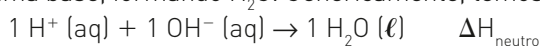
Calcule a energia de Gibbs padrão da água sabendo que, na hidrólise do ATP, o ΔG é igual a 231 kJ/mol .

Energia de Gibbs padrão	
ATP	$-2768,10 \text{ kJ/mol}$
ADP	$-1906,3 \text{ kJ/mol}$
P_i	$-1096,1 \text{ kJ/mol}$

ΔH de neutralização e solução, entropia e energia livre

Variação de entalpia (ΔH) de neutralização

A neutralização é a reação que ocorre entre o íon H^+ , proveniente de um ácido, e o íon OH^- , proveniente de uma base, formando H_2O . Genericamente, temos:

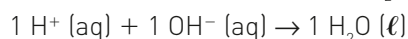
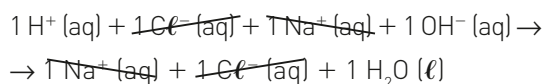


Na reação entre um **ácido e uma base fortes** — que estão totalmente dissociados —, verificamos experimentalmente que ocorre a liberação de 13,8 kcal (= 57,7 kJ) a cada 1 mol de $H_2O (l)$ formado.

Entalpia de neutralização: energia liberada na formação de 1 mol de $H_2O (l)$, a partir da reação entre 1 mol de $H^+ (aq)$ e 1 mol de $OH^- (aq)$ nas condições padrão.

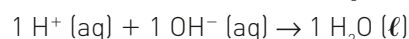
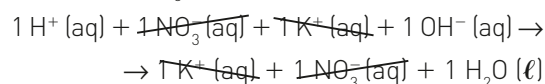
Considere, por exemplo, as duas reações a seguir:

a) 1 mol de $HCl (aq)$ + 1 mol de $NaOH (aq)$:



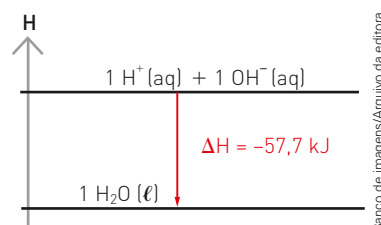
$$\Delta H = -57,7 \text{ kJ}$$

b) 1 mol de $HNO_3 (aq)$ + 1 mol de $KOH (aq)$:



$$\Delta H = -57,7 \text{ kJ}$$

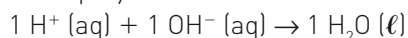
Nesse caso, como a reação que ocorre é sempre a mesma, o calor liberado será sempre igual a 57,7 kJ/mol de água formada, e o gráfico representativo da reação será sempre o mesmo.



- Nas reações de neutralização, sempre ocorre liberação de calor ($\Delta H_{\text{neutro}} < 0$); porém, o valor do ΔH_{neutro} só é constante na reação entre ácidos e bases fortes.
- Em outros casos de neutralização ocorre uma liberação de calor menor que 57,7 kJ/mol.

Exercícios

1. A partir da equação:

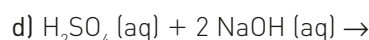
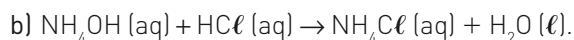
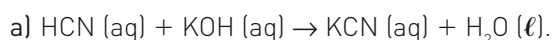


$$\Delta H = -57,7 \text{ kJ/mol}$$

reagimos 2 mol de HCl e 2 mol de KOH , ambos eletrólitos fortes. Calcule o calor envolvido nessa reação.

2. (UFU-MG) A reação de neutralização entre um ácido forte e uma base forte libera uma quantidade de calor constante e igual a 58 kJ por mol de água formada.

Das reações representadas abaixo, a que apresenta $\Delta H = -58 \text{ kJ/mol}$ é:



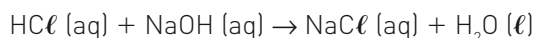
3. (ITA-SP) Esta questão se refere à comparação do efeito térmico verificado ao se misturarem 100 cm³ de solução aquosa 0,10 molar de cada um dos ácidos com 100 cm³ de solução aquosa 0,10 molar de cada uma das bases listadas. A tabela a seguir serve para deixar clara a notação empregada para designar os calores desprendidos.

Ácido Base	HCl	HNO_3	Ácido acético
$NaOH$	$ \Delta H_{11} $	$ \Delta H_{12} $	$ \Delta H_{13} $
KOH	$ \Delta H_{21} $	$ \Delta H_{22} $	$ \Delta H_{23} $
NH_4OH	$ \Delta H_{31} $	$ \Delta H_{32} $	$ \Delta H_{33} $

Lembrando que o processo de dissociação de eletrólitos fracos é endotérmico, é correto esperar que:

- a) $|\Delta H_{33}|$ seja o maior dos $|\Delta H|$ citados.
 b) $|\Delta H_{11}| = |\Delta H_{13}|$.
 c) $|\Delta H_{23}| = |\Delta H_{33}|$.
 x d) $|\Delta H_{31}| = |\Delta H_{32}|$.
 e) $|\Delta H_{21}| > |\Delta H_{22}|$.
4. (Unifesp) Têm-se duas soluções aquosas de mesma concentração, uma de ácido fraco e outra de ácido forte, ambos monopróticos. Duas experiências independentes, I e II, foram feitas com cada uma dessas soluções:
- I. Titulação de volumes iguais de cada uma das soluções com solução padrão de NaOH, usando-se indicadores adequados a cada caso.
- II. Determinação do calor de neutralização de cada uma das soluções, usando-se volumes iguais de cada um dos ácidos e volumes adequados de solução aquosa de NaOH.
- Explique, para cada caso, se os resultados obtidos permitem distinguir cada uma das soluções.

5. (PUC-RJ) Considere calor de neutralização como a variação de entalpia na reação de um mol de H^+ com um mol de OH^- , formando um mol de H_2O . Um experimento envolveu a reação de 2,00 g de NaOH contido em solução aquosa de hidróxido de sódio com HCl suficiente para reação completa, contido em solução aquosa de ácido clorídrico, representada na equação a seguir.



Um estudante, usando os valores obtidos no experimento e a expressão $Q = mc\Delta T$, encontrou para essa reação a liberação de 660 cal.

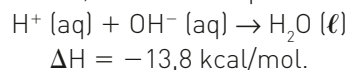
Sabendo-se que 1 cal equivale a 4,18 J, é correto afirmar que a variação de entalpia de neutralização,

em $kJ \cdot mol^{-1}$, é, de acordo com os algarismos significativos dos valores medidos, igual a:

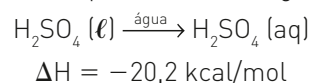
- a) 13,2. x c) 55,2. e) 330.
 b) 26,4. d) 110.

6. (UFJF-MG) O ácido sulfúrico é utilizado em muitos processos industriais. Uma das formas de medir o grau de desenvolvimento de um país é o consumo anual dessa substância. Os processos industriais à base de ácido sulfúrico geram efluentes ácidos (despejos industriais) que são nocivos ao meio ambiente.

- a) Uma das formas de remediar parcialmente o problema é o tratamento do efluente com hidróxido de sódio, para a sua neutralização. Escreva a reação balanceada da neutralização completa de 1 mol de ácido sulfúrico para o tratamento do efluente.
- b) Imagine que uma indústria gera efluente com concentração 0,005 mol/L de ácido sulfúrico e queira neutralizá-lo com hidróxido de sódio. Se o tratamento ocorrer em tanques contendo 50 000 litros do ácido, qual seria a massa, em kg, do hidróxido de sódio a ser adicionada?
- c) Quanto de energia é liberado na forma de calor durante o tratamento do efluente, nas condições do item b, sabendo-se que:



- d) O manuseio de soluções concentradas de H_2SO_4 para o preparo de soluções diluídas deve ser cuidadoso, pois a dissolução do mesmo em água gera calor. Em quantos graus aumentaria a temperatura de 100 g de água com a adição de 10,0 mL do ácido concentrado? Considere que a densidade do H_2SO_4 é 1,96 g/mL e ainda que 100 calorias são necessárias para aumentar 1 °C na temperatura de 100 g de água.



Variação de entalpia (ΔH) de solução

Basicamente, a dissolução de um sólido em um líquido, como a água, envolve duas etapas:

- 1) Separação das partículas que constituem o retículo cristalino do sólido.

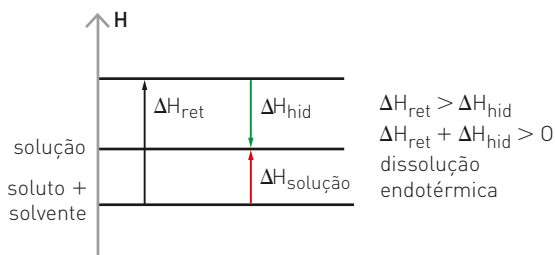
Para que essa separação ocorra, o sistema deve receber certa quantidade de energia, denominada **energia reticular** (ΔH_{ret}). Essa etapa constitui um processo endotérmico.

- 2) Interação entre as partículas do soluto e do solvente. Quando essa interação ocorre, é liberada certa quantidade de energia, denominada **energia de hidratação** (ΔH_{hid}). Essa etapa constitui um processo exotérmico.

O saldo entre as energias envolvidas nas duas etapas indica se a dissolução é endotérmica ou exotérmica.

Dissolução endotérmica

Neste caso, a energia absorvida pelo sistema (ΔH_{ret}) é maior que a energia liberada (ΔH_{hid}).

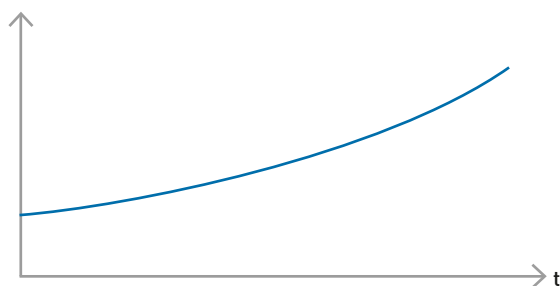


Banco de imagens/Arquivo da editora

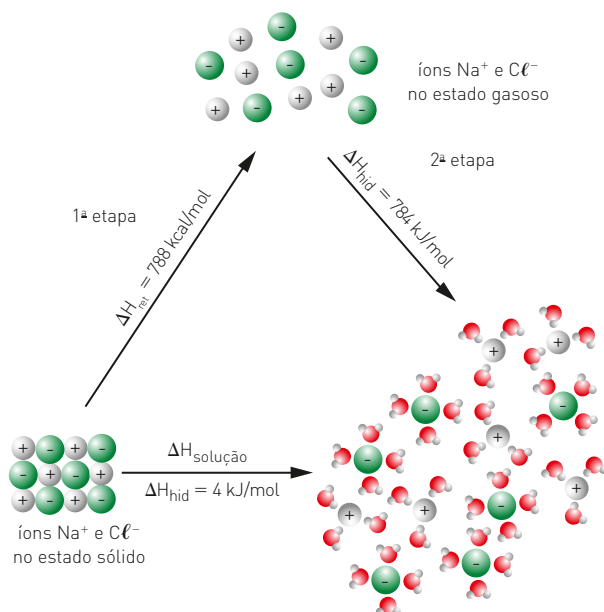
Quando preparamos soluções desse tipo, há um abaixamento da temperatura do sistema. Como o processo total ocorre com recebimento de energia, o aumento da temperatura facilita a dissolução.

Veja abaixo o aspecto do gráfico de solubilidade para substâncias com esse comportamento.

Solubilidade (g_{soluto}/100 g de H₂O)



Banco de imagens/Arquivo da editora

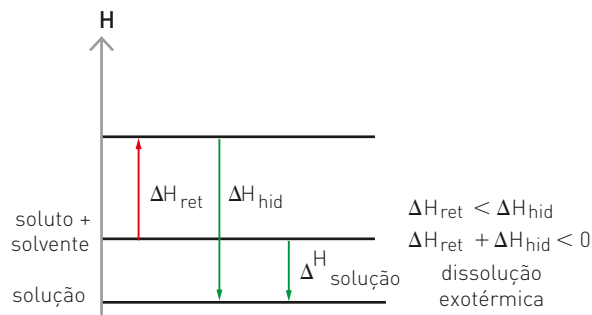


Banco de imagens/Arquivo da editora

// Para fins de determinação da quantidade de energia envolvida neste processo, podemos considerar que a dissolução do NaCl (s) em água ocorre em duas etapas: (1ª) separação dos íons presentes no retículo (energia reticular), passando-os para o “estado gasoso”, e (2ª) hidratação dos íons (energia de hidratação).

Dissolução exotérmica

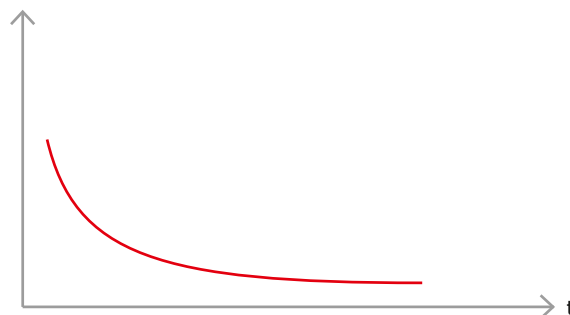
Nessas dissoluções, a energia absorvida (ΔH_{ret}) é menor que a energia liberada (ΔH_{hid}), o que provoca um aumento de temperatura.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Para substâncias com esse comportamento, a diminuição da temperatura provoca um aumento de sua solubilidade.

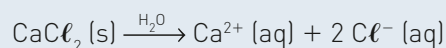
Solubilidade (g_{soluto}/100 g de H₂O)



Banco de imagens/Arquivo da editora

Nos hospitais, em competições esportivas e mesmo no nosso dia a dia, a compressa quente instantânea substitui a tradicional bolsa de água quente.

O mecanismo de ativação dessa compressa é semelhante ao da compressa fria, diferenciando-se pelas substâncias envolvidas. A mistura de CaCl_2 (ou MgSO_4) e água provoca liberação de energia, a qual produz calor:



$$\Delta H_{\text{solução}} = -82,8 \text{ kJ}$$

Quando 40 g de CaCl_2 são dissolvidos em 100 mL de água a 20 °C, a temperatura alcança 90 °C.

Exercícios

1. (UFPI)

Está chegando ao Brasil o café “hot when you want” (quente quando quiser). Basta apertar um botão no fundo da lata, esperar três minutos e pronto! Café quentinho (a 60 °C) por 20 minutos! Trata-se apenas de um compartimento no fundo da lata, que contém, separadamente, uma substância sólida de alto conteúdo energético e água. Ao apertar o botão no fundo da lata, a placa que separa essas duas substâncias se rompe, e a reação começa. O calor desprendido nesta é, então, aproveitado para aquecer o café na parte superior da lata... .

(Folha de S.Paulo, 15 ago. 2002.)

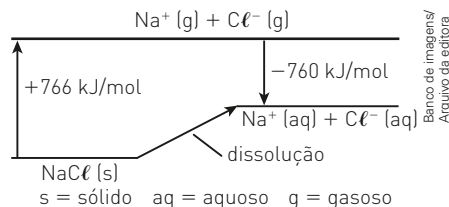
Com base no texto, analise as afirmativas abaixo:

- A substância sólida possui elevado conteúdo energético, porque a variação de entalpia do reticulado é exotérmica.
- O café aquece na reação da substância sólida com a água, porque a variação da entalpia de hidratação é exotérmica.
- O café aquece, porque a variação de entalpia da reação de hidratação é maior do que a variação de entalpia do reticulado.

Qual das seguintes alternativas está correta?

- Apenas I é verdadeira.
- Apenas II é verdadeira.
- Apenas III é verdadeira.
- Apenas I e II são verdadeiras.
- x** Apenas II e III são verdadeiras.

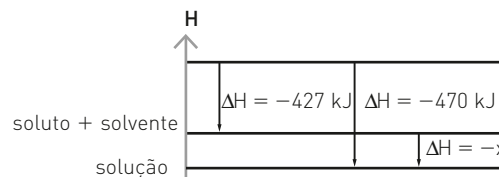
2. (Fuvest-SP) A dissolução de um sal em água pode ocorrer com liberação de calor, absorção de calor ou sem efeito térmico. Conhecidos os calores envolvidos nas transformações, mostradas no diagrama que segue, é possível calcular o calor da dissolução de cloreto de sódio sólido em água, produzindo Na^+ (aq) e Cl^- (aq).



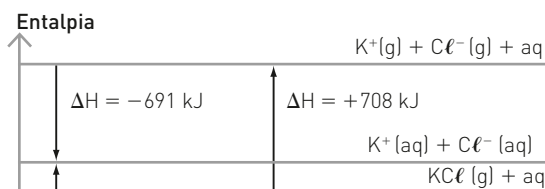
Com os dados fornecidos, pode-se afirmar que a dissolução de 1 mol desse sal:

- é acentuadamente exotérmica, envolvendo cerca de 10^3 kJ.
- é acentuadamente endotérmica, envolvendo cerca de 10^3 kJ.
- ocorre sem troca de calor.
- é pouco exotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.
- x** é pouco endotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.

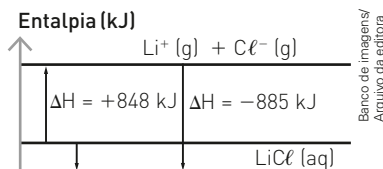
3. Observe o gráfico (sem escala) da dissolução de NaOH (s) em água e responda às questões:



- Qual o valor da energia reticular do NaOH (s)?
 - Qual o valor da energia de hidratação?
 - Qual o valor da entalpia de solução?
4. Dado o gráfico de entalpia, determine:

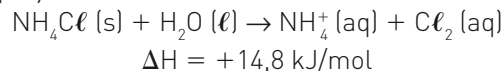


- o valor da energia reticular do KCl (s);
 - o valor da entalpia de hidratação dos íons $\text{K}^+ + \text{Cl}^-$;
 - o valor da entalpia de solução do KCl (s).
5. Dado o gráfico de entalpia, determine:



- o calor absorvido na ruptura das ligações iônicas de 1 mol de LiCl (s);
- o valor da entalpia de hidratação dos íons $\text{Li}^+ + \text{Cl}^-$;
- o valor da entalpia de solução do LiCl (s).

6. (UFPE) Quando NH_4Cl é dissolvido em um béquer contendo água e dissocia-se de acordo com a equação:



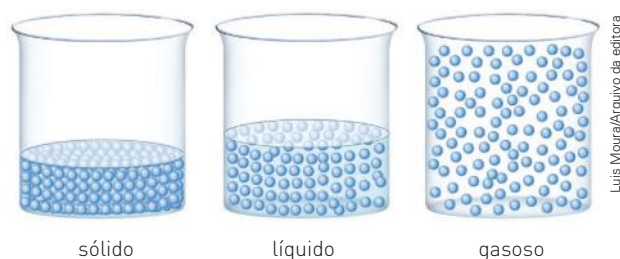
podemos concluir que: **Corretas: 0-0 e 3-3.**

- 0 – 0 o processo de dissolução é endotérmico.
- 1 – 1 os íons aquosos contêm mais energia que o NH_4Cl (s) e H_2O (l) isolados.
- 2 – 2 14,8 kJ serão liberados na dissolução de 1 mol de NH_4Cl (s).
- 3 – 3 a dissolução do NH_4Cl (s) em H_2O (l) provoca o esfriamento do líquido.
- 4 – 4 a temperatura do béquer permanecerá constante.

Entropia e energia livre

A **entropia (S)** é uma grandeza termodinâmica relacionada ao grau de desordem do sistema. Quanto maior o grau de desordem (desorganização) de um sistema, maior será a entropia.

Assim, para uma mesma substância nos três estados físicos, temos a situação representada a seguir.



sólido

líquido

gasoso

entropia aumenta

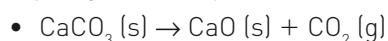
A variação da entropia (ΔS) é dada por:

$$\Delta S = S_{\text{final}} - S_{\text{inicial}}$$

Logo:

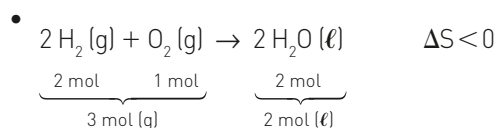
- $\Delta S > 0 \Rightarrow$ entropia aumenta (aumento da desordem)
- $\Delta S < 0 \Rightarrow$ entropia diminui (diminuição da desordem)

Veja alguns exemplos envolvendo reações:



A decomposição de **1 mol** de um sólido originou **1 mol** de um outro sólido e **1 mol** de gás.

A reação produziu um número de mol maior e uma substância gasosa; logo, a entropia aumentou ($\Delta S > 0$).



Os dois fatores responsáveis pela “força propulsora” de uma reação química são a entalpia (H) e a entropia (S). Sempre que uma reação química tende

a **diminuir** a sua **entalpia** e a **aumentar** a sua **entropia**, o processo deve ocorrer **espontaneamente**.

As variações de entalpia e entropia relacionam-se com a **energia livre de Gibbs (G)**.

Energia livre: energia de que o processo dispõe para realizar trabalho útil, à temperatura e pressão constantes.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Em que:

ΔG = variação da energia livre de Gibbs

ΔH = variação da entalpia

T = temperatura em Kelvin

ΔS = variação da entropia

Assim, pela equação temos:

- $\Delta G < 0 \Rightarrow$ liberação de energia livre } reação espontânea;
- $\Delta G > 0 \Rightarrow$ absorção de energia livre } reação não espontânea;
- $\Delta G = 0 \Rightarrow$ equilíbrio.

Os valores do ΔG podem determinar a maior ou menor espontaneidade de uma reação. Quanto menor for o ΔG , mais espontânea será a reação.

Resumindo:

ΔH	ΔS	$T \cdot \Delta S$	ΔG	Espontaneidade da reação
+	-	-	sempre > 0	não espontânea
-	+	+	sempre < 0	espontânea
+	+	+	se $\Delta H > T \cdot \Delta S \Rightarrow > 0$	não espontânea
			se $\Delta H < T \cdot \Delta S \Rightarrow < 0$	espontânea
-	-	-	se $ \Delta H < T \cdot \Delta S \Rightarrow > 0$	não espontânea
			se $ \Delta H > T \cdot \Delta S \Rightarrow < 0$	espontânea

Exercícios

1. (UFPI) A entropia é uma medida:
- a) da velocidade de uma reação.
 - b) da não utilização da energia total de um sistema na realização de trabalho útil.
 - c) da energia livre da reação.
 - d) do "conteúdo calorífico" do sistema.
 - ☒ e) do grau de desorganização de um sistema.

2. (UEL-PR) Das alternativas adiante, qual representa a mudança de estado físico que ocorre em consequência do aumento da entropia do sistema?
- a) $\text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{s})$
 - ☒ b) $\text{CO}_2 (\text{l}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$
 - c) $\text{CH}_3\text{OH} (\text{l}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} (\text{s})$
 - d) $\text{CH}_3\text{OH} (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} (\text{l})$
 - e) $\text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

3. (UFPE/UFRPE) A variação de entropia de processos físicos e químicos é importante para a espontaneidade dos mesmos. Indique quais dos processos a seguir apresentam variação positiva de entropia. **Corretas: 1-1, 3-3 e 4-4.**

I - II

0 - 0 Cristalização de um sólido a partir da solução.

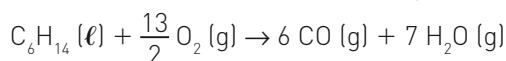
1 - 1 Evaporação do metanol.

2 - 2 Precipitação de AgCl a partir de uma solução aquosa de AgNO_3 e NaCl .

3 - 3 $\text{CaCO}_3 (\text{s}) + 2 \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

4 - 4 Fusão do sódio metálico.

4. (UFPE/UFRPE) A queima de combustível no interior de motores pode ocorrer de forma incompleta e produzir monóxido de carbono, um gás extremamente tóxico, ao invés de CO_2 , que é produzido na queima completa. Para evitar a emissão desse gás, alguns automóveis são equipados com um catalisador que promove a queima do monóxido de carbono, convertendo-o em dióxido de carbono. Tomando-se como modelo de combustível o n-hexano (C_6H_{14}) para o qual o calor padrão de combustão é de -4163 kJ/mol e sabendo-se que:



$$\Delta H^\circ = -2465 \text{ kJ/mol}$$

Pode-se afirmar que: **Corretas: 1-1, 2-2, 3-3 e 4-4.**

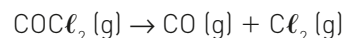
I - II

0 - 0 A conversão de CO em CO_2 é endotérmica.

- 1 - 1 O calor liberado na conversão de CO em CO_2 é menor que $300 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- 2 - 2 É esperado que a conversão de CO em CO_2 ocorra com um abaixamento de entropia.
- 3 - 3 A queima completa de n-hexano libera mais calor que a queima incompleta.
- 4 - 4 A combustão completa do n-hexano é exotérmica.

5. (UFSC) A termodinâmica propõe para o cálculo de ΔG a equação $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, válida para pressão e temperatura constantes. Em relação ao processo: $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{v})$, temos $\Delta H = 9713 \text{ cal/mol}$ (1 atm) e $\Delta S = 26,04 \text{ cal/K} \cdot \text{mol}$ (1 atm). Determine a temperatura, em graus Celsius, a partir da qual a vaporização da água é espontânea nas condições ambientes ($\text{K} = ^\circ\text{C} + 273$).

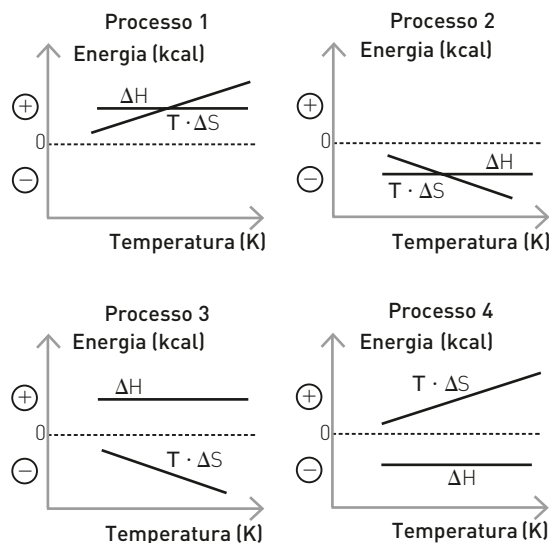
6. (Uece) O conhecimento da energia livre é aplicado na indústria para a redução de gastos e otimização de alguns processos de produção. Considerando a reação:



e os valores $\Delta H = -108,28 \text{ kJ}$ e $\Delta S = -131,63 \text{ J/K}$ a $^\circ\text{C}$, assinale a alternativa que indica a temperatura na qual a reação é espontânea.

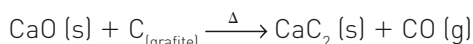
- ☒ a) $549 ^\circ\text{C}$
- b) $627 ^\circ\text{C}$
- c) $727 ^\circ\text{C}$
- d) $823 ^\circ\text{C}$

As questões 7 a 12 são relativas aos gráficos a seguir, que representam a variação do ΔH e da energia de organização ($T \cdot \Delta S$) com a temperatura, em quatro processos diferentes.



Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

7. Qual dos processos é exotérmico e ocorre com aumento de entropia?
8. Qual dos processos é exotérmico e ocorre com diminuição de entropia?
9. Qual dos processos é endotérmico e ocorre com aumento de entropia?
10. Qual dos processos é endotérmico e ocorre com diminuição de entropia?
11. Qual(is) processo(s) é(são) espontâneo(s) em qualquer temperatura?
12. Qual(is) processo(s) pode(m) ser espontâneo(s) ou não espontâneo(s) dependendo da temperatura?
13. (UPE) A reação de obtenção do carvão de cálcio ocorrerá teoricamente para temperaturas acima de:

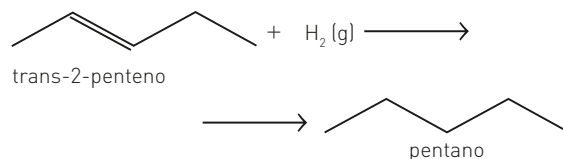


Considere os dados hipotéticos abaixo:

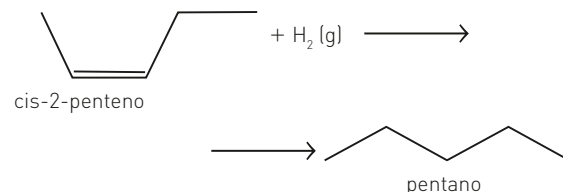
$H^0 [\text{CaO}] = -150 \text{ kcal/mol}$	$S^0 [\text{CaO}] = 24 \text{ cal/K} \cdot \text{mol}$
$H^0 [\text{C}] = 0$	$S^0 [\text{C}] = 1,0 \text{ cal/K} \cdot \text{mol}$
$H^0 [\text{CaC}_2] = -30 \text{ kcal/mol}$	$S^0 [\text{CaC}_2] = 20 \text{ cal/K} \cdot \text{mol}$
$H^0 [\text{CO}] = -70 \text{ kcal/mol}$	$S^0 [\text{CO}] = 45 \text{ cal/K} \cdot \text{mol}$

O item correto é:

- x a) 1315 K.
- b) 1250 °C.
- c) 977 K.
- d) 125 K.
- e) 125 °C.
14. (UFPE/UFRPE) Compostos com ligações duplas $\text{C}=\text{C}$ apresentam isomeria cis-trans, e a sua interconversão (isomerização) é uma reação importante, pois está relacionada, por exemplo, ao mecanismo da visão, que envolve uma etapa na qual o cis-retinol é convertido no trans-retinol, ou ainda na obtenção de gorduras trans no processo de hidrogenação natural ou industrial de alquenos é acelerada na presença de metais, tais como: platina, paládio e níquel.
- A partir das reações termoquímicas a seguir, relativas aos compostos citados, avalie as afirmações.



$$\Delta H_r^0 = -114 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta S_r^0 = -124 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$



$$\Delta H_r^0 = -118 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta S_r^0 = -126 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$

- 0 – 0 A reação de hidrogenação do trans-2-penteno libera mais calor que a reação de hidrogenação do isômero cis.
- 1 – 1 A entalpia padrão de formação do $\text{H}_2 \text{ (g)}$ não contribui para a variação de entalpia padrão das reações de hidrogenação.
- 2 – 2 A reação de isomerização cis-2-penteno-trans-2-penteno é exotérmica e tem o valor de $\Delta H_f^0 = -4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- 3 – 3 A variação de entropia nas reações de hidrogenação favorece a formação dos produtos.
- 4 – 4 Na temperatura de 27 °C, essas reações de hidrogenação são espontâneas.

Corretas: 1-1, 2-2 e 4-4.

15. (IME-RJ) Uma fábrica que produz cal, Ca(OH)_2 , necessita reduzir o custo da produção para se manter no mercado com preço competitivo para seu produto. A direção da fábrica solicitou ao departamento técnico o estudo da viabilidade de reduzir a temperatura do forno de calcinação de carbonato de cálcio, dos atuais 1500 K para 800 K. Considerando apenas o aspecto termodinâmico, pergunta-se: o departamento técnico pode aceitar a nova temperatura de calcinação? Em caso afirmativo, o departamento técnico pode fornecer uma outra temperatura de operação que proporcione maior economia? Em caso negativo, qual é a temperatura mais econômica para se operar o forno de calcinação? Dados:

	$\Delta S^0 \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	$\Delta H^0 \text{ (kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
$\text{CaCO}_3 \text{ (s)}$	92,9	-1 206,9
CaO (s)	39,8	-635,1
$\text{CO}_2 \text{ (g)}$	213,6	-393,5

Observação: desconsidere a variação das propriedades com a temperatura.

Oxirredução

O navio da imagem de abertura está coberto por ferrugem. Peças de ferro, quando expostas a grande umidade, sem o devido tratamento, reagem com o oxigênio do ar formando a ferrugem.

Você sabe o que existe em comum entre a formação da ferrugem, a fotossíntese, a nossa alimentação e uma indústria siderúrgica?

Christos Vladenidis/Shutterstock

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Determinação do número de oxidação.
- Identificação de uma reação de oxirredução.
- Caracterização de agentes oxidantes e redutores.
- Balanceamento de equações por oxirredução.

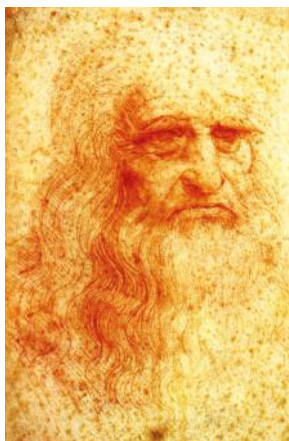
Oxirredução

Gênio do Renascimento, Leonardo da Vinci (1452-1519) é conhecido como pintor, arquiteto, músico e engenheiro militar; porém, seu interesse se estendia por várias áreas das ciências. Mesmo sem conhecer o gás oxigênio, descoberto em 1774 por Joseph Priestley, percebeu uma importante propriedade dessa substância. Isso pode ser entendido pela análise de sua frase:

Onde uma chama não pode arder, um animal que precisa respirar não pode viver.

Angewandte Chemie International Edition, v. 39, WJF, p. 2.449-2.450, 2000.

Reprodução/Biblioteca Real, Turim, Itália.



// Autorretrato de Leonardo da Vinci (entre 1512 e 1515).

SAIBA MAIS

Pinturas a óleo, como a famosa *Mona Lisa* (ou *La Gioconda*), de Leonardo da Vinci, são vulneráveis à ação oxidante do gás oxigênio e dos raios ultravioleta. Por isso, recebem acabamento com uma camada de verniz. Para conhecer melhor a obra de Da Vinci, incluindo suas máquinas, visite o *site* <www.mostredileonardo.com> (em italiano e em inglês). Acesso em: 26 mar. 2018.

Se tiver dúvidas, consulte um bom dicionário impresso ou *on-line*.

Além de fundamental para a vida e para as combustões, o oxigênio participa de muitas reações.

O termo oxidação era usado originalmente para descrever reações nas quais uma substância se combina com o oxigênio. O processo oposto, redução, era usado para indicar a remoção do oxigênio de uma substância.

Atualmente, usamos os termos **oxidação** e **redução** para indicar reações que ocorrem com a perda e o ganho de um ou mais elétrons por átomos, íons ou moléculas. Essas reações, que sempre ocorrem simultaneamente e, por isso, são chamadas reações de **oxirredução**, são muito comuns e importantes ao mundo que nos cerca.

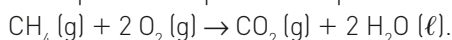
Dois exemplos de oxirredução são a combustão do gás metano e a fotossíntese.



Shawn Hempe/Shutterstock

// Combustão do gás metano (CH₄).

A combustão do metano pode ser representada por:



Tanto a fotossíntese, $6 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{aq}) + 6 \text{ O}_2 (\text{g})$, como o metabolismo da glicose no organismo, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{aq}) + 6 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O} (\ell)$, são processos fundamentais para a manutenção da vida.

Charles D. Winter/Photo Researchers, Inc./Latinstock

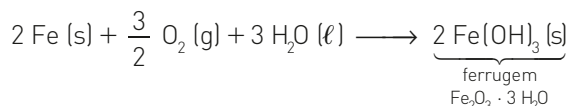


// As bolhas que se observam na fotografia são de oxigênio e estão sendo liberadas por uma planta aquática.



Qual o significado da frase: “Onde uma chama não pode arder, um animal que precisa respirar não pode viver”?

O processo de formação da ferrugem é responsável por grandes prejuízos:



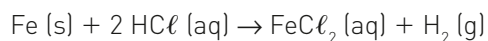
Thinkstock/Getty Images



// Estrutura de um barco que sofreu oxidação, formando a ferrugem.

As reações apresentadas ocorrem com a participação do oxigênio, mas existem muitas reações de oxirredução sem a presença desse gás.

Os ácidos atacam o ferro, produzindo gás hidrogênio. Veja, por exemplo, a reação do ferro com o ácido clorídrico:



Essa também é uma reação de oxirredução.

O processo de transferência de elétrons nas reações de oxirredução pode ser evidenciado por um experimento bastante simples.



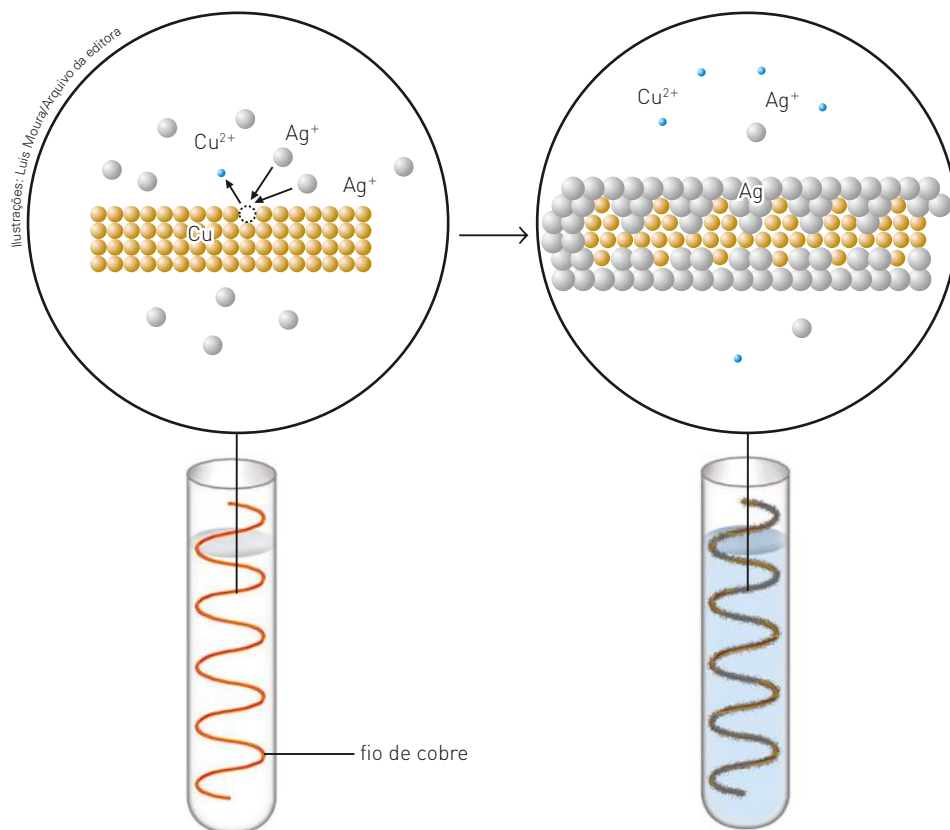
Acervo do autor/Arquivo da editora

// Prego de ferro imerso em uma solução de ácido clorídrico. As pequenas bolhas são constituídas de gás hidrogênio.

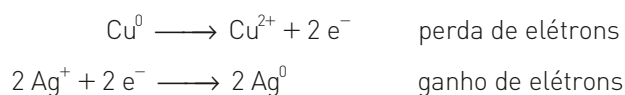
Ao introduzir um fio de cobre (Cu) em uma solução aquosa de nitrato de prata (AgNO_3), verificamos, após certo tempo, que ocorre a formação de um depósito de prata no fio e que a solução adquire coloração azul, característica da presença de íons Cu^{2+} em concentração elevada.

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

CORES FANTASIA

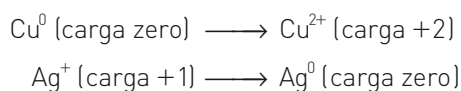


As reações envolvidas podem ser representadas pelas equações:

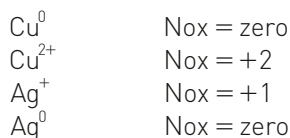


Nesse exemplo, cada reação é denominada **semirreação**.

Observe que ocorreram alterações nas cargas elétricas das espécies químicas. Assim:



Essas cargas elétricas são denominadas **números de oxidação (Nox)**. Logo, temos:



O conhecimento do número de oxidação é de grande importância para entender os processos de oxirredução.

Vamos agora estudar as maneiras de determiná-lo.

Número de oxidação (Nox)

O Nox nos ajuda a entender como os elétrons estão distribuídos entre os átomos que participam de um composto iônico ou de uma molécula.

• Compostos iônicos

Vamos considerar a ligação iônica entre um átomo de sódio (Na) e um átomo de cloro (Cl), originando o cloreto de sódio (NaCl).

Quando consideramos o caso particular em que dois átomos neutros isolados, ambos no estado gasoso, entram em contato, temos:



Nessa ligação ocorreu a transferência de um elétron do átomo de sódio para o átomo de cloro, originando um cátion sódio (Na⁺) e um ânion cloreto (Cl⁻), que se unem por atração eletrostática. O cátion sódio (Na⁺) apresenta carga +1; dizemos, então, que o seu Nox é igual a +1, enquanto o ânion cloreto (Cl⁻) apresenta Nox igual a -1.

Nos compostos iônicos, o Nox corresponde à carga do íon de cada elemento. Essa carga equivale ao número de elétrons perdidos ou recebidos na formação do composto.

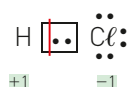
Composto iônico	Na ⁺ Cl ⁻		Ca ²⁺ O ²⁻		Al ³⁺ (F ⁻) ₃		[Fe ³⁺] ₂ [S ²⁻] ₃	
Nox	+1	-1	+2	-2	+3	-1	+3	-2

• Compostos moleculares

Vamos considerar agora a ligação covalente entre um átomo de hidrogênio (H) e um átomo de cloro (Cl), originando o cloreto de hidrogênio (HCl):



Na molécula de HCl, um par de elétrons é compartilhado pelos dois átomos. Como o átomo de cloro é mais eletronegativo que o átomo de hidrogênio, o par eletrônico compartilhado está acentuadamente deslocado no sentido do átomo de cloro:

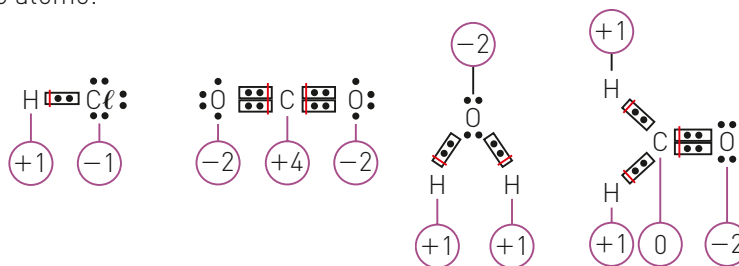


Devido a esse deslocamento, podemos “atribuir” esses elétrons ao átomo de cloro. Assim, o cloro possui um elétron “a mais” na sua camada de valência, passando a apresentar uma carga negativa -1. Logo, o Nox do cloro será igual a -1.

Usando o mesmo raciocínio, o átomo de hidrogênio, por possuir um elétron “a menos” na sua camada de valência, apresenta uma carga positiva +1, e seu Nox será igual a +1.

Nos compostos moleculares, o Nox corresponde a uma carga elétrica hipotética atribuída a cada átomo nas substâncias, em função das diferenças de eletronegatividade.

Nos compostos moleculares, não existe transferência de elétrons. Assim, o Nox corresponde à carga elétrica que o átomo iria adquirir se a ligação fosse rompida. Desse modo, o átomo de maior eletronegatividade receberia os elétrons do outro átomo:



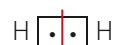
- O Nox deve ser determinado para cada átomo, isoladamente.
- Nos compostos iônicos, o Nox é a carga de cada íon.
- Nos compostos moleculares, o Nox é uma carga hipotética, e o Nox negativo é atribuído ao átomo de maior eletronegatividade.

Regras para a determinação do Nox

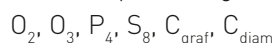
Veremos a seguir um conjunto de regras que permitem a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples, sem que seja necessário construir as fórmulas eletrônicas dos compostos.

1. O Nox de cada átomo em uma substância simples é sempre **zero**.

Por exemplo, a molécula do gás hidrogênio (H_2):



Nesse caso, como os átomos apresentam a mesma eletronegatividade, em uma eventual quebra da ligação nenhum deles perde ou ganha elétrons. Outros exemplos:



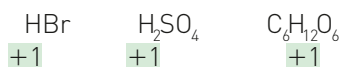
2. O Nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.



3. Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos.

	Nox	Exemplos
Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1	$NaCl$ K_2SO_4 +1 +1
Metais alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	+2	CaO $MgCl_2$ +2 +2
Zinco (Zn)	+2	$ZnSO_4$ ZnO +2 +2
Prata (Ag)	+1	$AgCl$ Ag_2SO_4 +1 +1
Alumínio (Al)	+3	$Al_2(SO_4)_3$ Al_2O_3 +3 +3

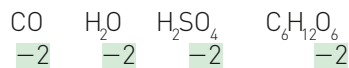
4. O Nox do elemento hidrogênio (H) nas substâncias compostas é, geralmente, +1.



Quando o hidrogênio estiver ligado a um metal, formando hidretos metálicos, seu Nox é -1 .



5. O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é -2 .



No composto fluoreto de oxigênio (OF_2), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é $+2$:

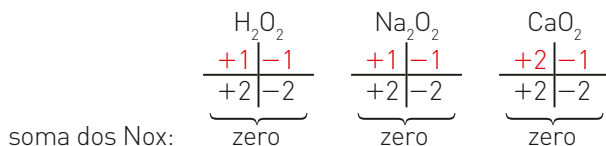


Nos **peróxidos**, (O_2^{2-}), o Nox do oxigênio é -1 .

Veja a representação da fórmula eletrônica desse grupo:



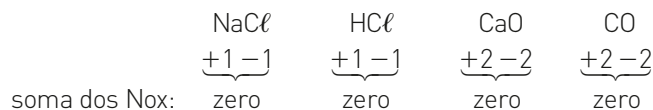
Cada átomo de oxigênio recebeu um elétron e, por isso, o seu Nox é igual a -1 .
Veja alguns exemplos desses compostos:



6. Os halogênios apresentam Nox = -1 quando formam compostos binários (dois elementos), nos quais são mais eletronegativos.



7. A soma dos Nox de todos os átomos constituintes de um composto iônico ou molecular é sempre zero.



Com o auxílio das regras anteriores, podemos atribuir o Nox dos átomos participantes de uma infinidade de substâncias moleculares e de compostos e agrupamentos iônicos.

• Compostos moleculares

Determinação do Nox do fósforo (P) no H_3PO_4 :

H_3PO_4	Elemento	Atomicidade	Nox do átomo	Total
$\text{H}_3 \text{ P } \text{O}_4$	H	3	+1	$3 \cdot (+1) = +3$
$+1 \mid x \mid -2$	P	1	x	$1 \cdot x = x$
$+3 \mid x \mid -8$	O	4	-2	$4 \cdot (-2) = -8$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Total} \\ \hline (+3) + (x) + (-8) = 0 \\ x = +5 \end{array} \right\}$$

O Nox do fósforo (P) é $+5$.

• Compostos iônicos

Determinação do Nox do enxofre (S) no $Al_2(SO_4)_3$.

A notação $(SO_4)_3$ indica a presença de 3 grupos SO_4 , ou seja, 3 átomos de S e 12 átomos de O, o que equivale a S_3O_{12} :

$$Al_2(SO_4)_3 \Rightarrow Al_2S_3O_{12} \left\{ \begin{array}{c|c|c} +3 & x & -2 \\ +6 & 3x & -24 \end{array} \right\} \Rightarrow (+6) + (3x) + (-24) = 0 \quad x = +6$$

O Nox do enxofre (S) é $+6$.

• Agrupamentos iônicos

Determinação do Nox do cromo (Cr) no $[Cr_2O_7]^{2-}$:

$Cr_2O_7^{2-}$				
$Cr_2O_7^{2-}$	Elemento	Atomicidade	Nox do átomo	Total
$x \quad -2$	Cr	2	x	$2 \cdot x = 2x$
$2x \quad -14$	O	7	-2	$7 \cdot (-2) = -14$

$$\left\{ \begin{array}{l} (2x) + (-14) = -2 \text{ carga do íon} \\ x = +6 \end{array} \right.$$

O Nox do cromo (Cr) é: $+6$.

Exercícios resolvidos

1. (UFRGS) Na reação representada por:



determine o Nox do elemento fósforo (P) nas três substâncias em que ele é um dos componentes.

Solução

• P_4 = substância simples = Nox = zero

• NaH_2PO_2

Nox conhecidos: Na = +1, H = +1, O = -2

	Na	H ₂	P	O ₂	
1 átomo	+1	+1	x	-2	$\Rightarrow (+1) + (+2) + (x) + (-4) = 0$ $x = +1$
número de átomos presentes	+1	+2	x	-4	

• PH_3

Nox conhecido: H = +1

	P	H ₃	
1 átomo	x	+1	$\Rightarrow (x) + (+3) = 0$ $x = -3$
número de átomos presentes	x	+3	

2. Determine o Nox dos átomos de nitrogênio no nitrato de amônio: NH_4NO_3 .

Solução

Para determinar o Nox do nitrogênio, inicialmente devemos separar o cátion NH_4^+ do ânion NO_3^- .

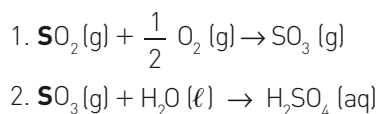


Feita a separação, determine, separadamente, o Nox do nitrogênio em cada íon.

$$\begin{array}{c|c} \textcircled{-3} & +1 \\ \hline -3 & +4 \end{array} \quad \text{Nox do N} = -3 \quad \begin{array}{c|c} \textcircled{+5} & -2 \\ \hline +5 & -6 \end{array} \quad \text{Nox do N} = +5$$

4. (UFSM-RS) A ustulação é um passo comum na obtenção de metais a partir de seus minérios e consiste no aquecimento ao ar do minério, geralmente um sulfeto, para produzir um óxido. Se o óxido metálico é menos estável que o SO_2 o metal livre é obtido, como ocorre com o cobre. Como desvantagem desse processo, se o SO_2 é liberado na atmosfera, ele contribui para a poluição do ar e é uma fonte de chuva ácida.

As reações que ocorrem para a produção da chuva ácida são:



Os números de oxidação dos átomos de enxofre destacados nas equações 1 e 2 são, respectivamente:

- a) zero e zero.
b) -2 e -2 .
c) $+2$ e $+2$.
d) $+2$ e $+3$.
X e) $+4$ e $+6$.
5. (Unirio-RJ) O cloro forma diversos compostos úteis e, em alguns cloretos metálicos, são empregados catalisadores como, por exemplo, o AlCl_3 . O ácido hipocloroso (HClO) é empregado na depuração de águas. O clorato de sódio (NaClO_3) é empregado para o branqueamento do papel, e o clorito de sódio (NaClO_2) é usado para produzir dióxido de cloro (ClO_2), usado como desinfetante. O ácido perclórico (HClO_4) é um ácido oxidante, empregado na indústria de explosivos. Qual opção apresenta o menor número de oxidação para o cloro?
- a) HClO_4
b) HClO
c) NaClO_3
X d) AlCl_3
e) NaClO_2
6. (Cefet-PA) O manganês é considerado em oligoterapia um carro-chefe: ele é básico no tratamento da diátese alérgica. Em todo caso, sabe-se agora que a distribuição do manganês é grande nos tecidos e líquidos do organismo, notadamente onde a atividade dos mitocôndrios (centro respiratório das células) é maior. São conhecidos diversos compostos em que o manganês se faz presente.

Assinale a alternativa na qual esse elemento apresenta-se com menor valor para o seu Nox.

- a) KMnO_4
X b) MnCl_2
c) MnO_2
d) $\text{Ca}(\text{MnO}_3)_2$
e) Mn_2O_3

7. (UFMS) Considerando os íons: nitrato, NO_3^- , periodato, IO_4^- , dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, e pirofosfato, $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, é correto afirmar que os números de oxidação dos respectivos elementos ligados ao oxigênio são:

- X a) $+5$; $+7$; $+6$; $+5$.
b) $+7$; $+5$; $+6$; $+5$.
c) $+6$; $+7$; $+5$; $+5$.
d) $+7$; $+7$; $+5$; $+5$.
e) $+5$; $+5$; $+7$; $+6$.

8. (Vunesp-SP) O nitrogênio pode existir na natureza em vários estados de oxidação. Em sistemas aquáticos, os compostos que predominam e que são importantes para a qualidade da água apresentam o nitrogênio com números de oxidação -3 , 0 , $+3$ ou $+5$. Assinale a alternativa que apresenta as espécies contendo nitrogênio com os respectivos números de oxidação, na ordem descrita no texto.

- X a) NH_3 , N_2 , NO_2^- , NO_3^-
b) NO_2^- , NO_3^- , NH_3 , N_2
c) NO_3^- , NH_3 , N_2 , NO_2^-
d) NO_2^- , NH_3 , N_2 , NO_3^-
e) NH_3 , N_2 , NO_3^- , NO_2^-

9. (UFRJ) A análise da água de uma lagoa revelou a existência de duas camadas com composições químicas diferentes, como mostra o desenho a seguir:

ar			
camada superior (água morna)	CO_2 SO_4^{2-}	HCO_3^- NO_3^-	H_2CO_3 $\text{Fe}(\text{OH})_3$
camada profunda (água fria)	CH_4 NH_4^+	H_2S $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	NH_3

Reprodução/Arquivo da editora

Indique o número de oxidação do nitrogênio em cada uma das camadas da lagoa e apresente a razão pela qual alguns elementos exibem diferença de Nox entre as camadas.

Desafiando seus conhecimentos

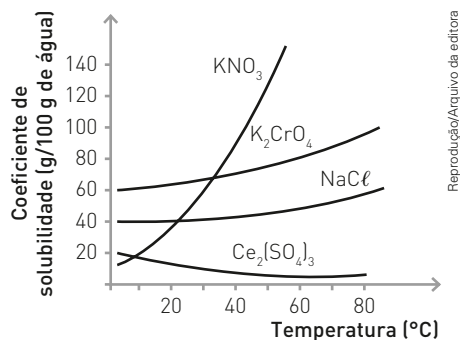
1. (UFSM) Para realizar suas atividades, os escoteiros utilizam vários utensílios de ferro, como grelhas, facas e cunhas. A desvantagem do uso desses materiais de ferro é a corrosão, resultado da oxidação do ferro que forma vários compostos, entre eles óxido de ferro. Com relação ao óxido de ferro, é correto afirmar:

- I. Pode existir na forma de óxido ferroso, FeO .
- II. Pode existir na forma de óxido férrico, Fe_2O_3 .
- III. O íon ferro possui estado de oxidação +2 e +3 no óxido ferroso e no óxido férrico, respectivamente.

Está(ão) correta(s):

- a) apenas I.
- b) apenas II.
- c) apenas III.
- d) apenas I e II.
- x e) I, II e III.**

2. (Ifsul-RS) O gráfico abaixo mostra a curva de solubilidade de alguns sais.



Fonte: Site <http://educacao.uol.com.br/disciplinas/quimica>.

Sobre os sais representados no gráfico e seus constituintes é INCORRETO afirmar que

- x a) o enxofre é um halogênio com Nox -5.**
- b) os sais a temperatura ambiente são sólidos.
- c) o Nox do oxigênio, nestes sais, é sempre -2.
- d) o cloro é um halogênio e apresenta Nox -1.

3. (UFPR) O dióxido de carbono é produto da respiração, da queima de combustíveis e é responsável pelo efeito estufa. Em condições ambiente, apresenta-se como gás, mas pode ser solidificado por resfriamento, sendo conhecido nesse caso como gelo-seco.

Acerca da estrutura de Lewis do dióxido de carbono, considere as afirmativas a seguir (se houver mais de uma estrutura de Lewis possível, considere a que apresenta mais baixa carga formal dos átomos, isto é, a mais estável segundo o modelo de Lewis):

- 1. Entre o átomo de carbono e os dois oxigênios há duplas-ligações.
- 2. O Nox de cada átomo de oxigênio é igual a -2.
- 3. O Nox do carbono é igual a zero.
- 4. O átomo de carbono não possui elétrons desemparelhados.

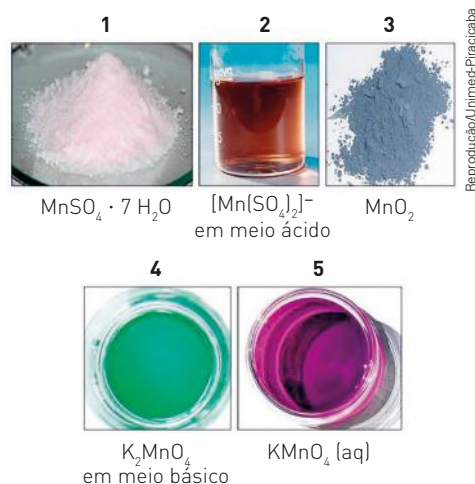
Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas 1 e 2 são verdadeiras.
- b) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
- x c) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.**
- d) Somente as afirmativas 1, 3 e 4 são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.

4. (Unimed-Piracicaba-SP)

O manganês (Mn) tem papel importante em todos os organismos animais e vegetais. No organismo humano, o manganês é um componente da enzima superóxido dismutase (SOD), responsável pela correta metabolização dos radicais livres nas mitocôndrias. A deficiência da SOD causa um aumento dos radicais livres.

A química do manganês é notável por ser um elemento que apresenta 11 números de oxidação, alguns bastante incomuns. As figuras mostram as cores do manganês em função de seu número de oxidação.



Química Nova na Escola, maio de 2012. Adaptado.

Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc34_2/11-EQ-23-11.pdf>. Acesso em: 02 mar. 2018.

- a) Com base nas informações do texto, indique uma função do manganês nos processos fisiológicos do organismo humano.
- b) Determine o número de oxidação do manganês nos exemplos de 1 a 5 mostrados na figura.

5. (Uema) Leia a notícia que trata do transporte e da expansão do manganês.

A VLI, empresa especializada em operações logísticas, além de incentivar por meio do projeto “Trilhos Culturais – Jovens multiplicadores” a difusão de diversos conhecimentos em comunidades que ficam às margens das linhas férreas brasileiras, a promoção e a participação social em ações educativas, incluiu em suas atividades o transporte de manganês, pelo corredor Centro Norte. Este metal apresenta vários estados de oxidação em diferentes espécies, como por exemplo, MnCO_3 , MnF_3 , K_3MnO_4 e MnO_4^{2-} .

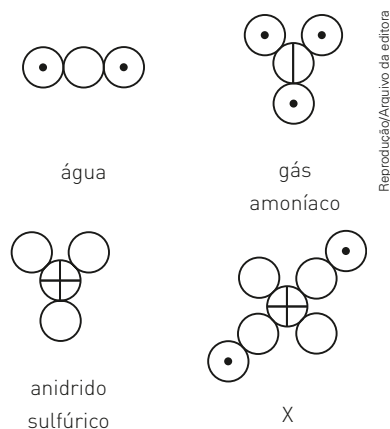
O manganês é transportado da cidade paraense, Marabá, até o porto do Itaqui, passando pela estrada de ferro Carajás, e segue em navios para outras cidades do litoral brasileiro, como também, para a Europa, Ásia e Estados Unidos.

Jornal o Estado do Maranhão.

Os números de oxidação do manganês nas espécies relacionadas no texto, respectivamente, são:

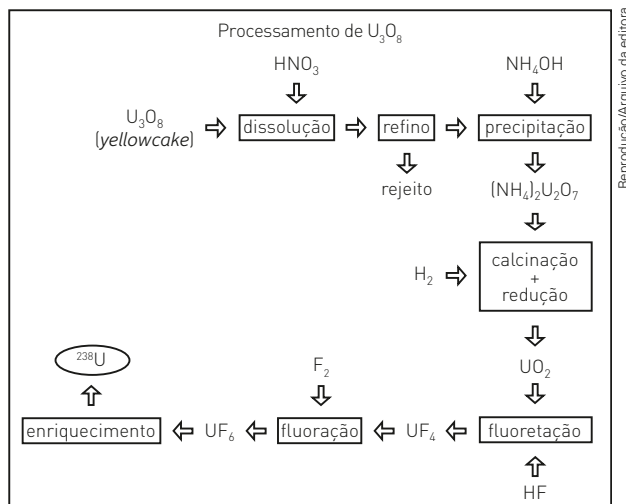
- X a) +2, +3, +5 e +6.
b) +2, +5, +3 e +6.
c) +2, +6, +3 e +5.
d) +2, +3, +6 e +5.
e) +2, +5, +6 e +3.
6. (UFRGS-RS) Nos compostos H_2SO_4 , KH , H_2 , H_2O_2 e NaHCO_3 , o número de oxidação do elemento hidrogênio é, respectivamente:
- X a) +1, -1, 0, +1, +1.
b) +1, +1, +1, 0, +1.
c) +1, -1, 0, +2, +1.
d) +1, -1, +1, +1, +1.
e) -1, +1, 0, +1, +2.

7. (UFRJ) O cientista John Dalton foi um dos pioneiros na tentativa de ordenar e definir propriedades dos elementos e das moléculas. Segundo sua Teoria atômica, apresentada em 1803, toda a matéria seria composta por pequenas partículas indivisíveis chamadas átomos. Átomos do mesmo elemento possuiriam as mesmas características, podendo se ligar entre si ou a outros elementos, formando moléculas. Como os símbolos dos antigos alquimistas não se ajustavam a sua teoria, Dalton propôs ainda a adoção de novos símbolos para representar os elementos e as moléculas. As figuras a seguir apresentam algumas moléculas representadas com os símbolos criados por Dalton.



- a) Escreva a estrutura do ácido nítrico usando a representação de Dalton.
b) Apresente o Nox do elemento central da molécula X.

8. (UFRJ) A produção de energia nas usinas de Angra 1 e Angra 2 é baseada na fissão nuclear de átomos de urânio radioativo ^{238}U . O urânio é obtido a partir de jazidas minerais, na região de Caetitê, localizada na Bahia, onde é beneficiado até a obtenção de um concentrado bruto de U_3O_8 , também chamado de *yellowcake*. O concentrado bruto de urânio é processado através de uma série de etapas até chegar ao hexafluoreto de urânio, composto que será submetido ao processo final de enriquecimento no isótopo radioativo ^{238}U , conforme o esquema a seguir.



Com base no esquema:

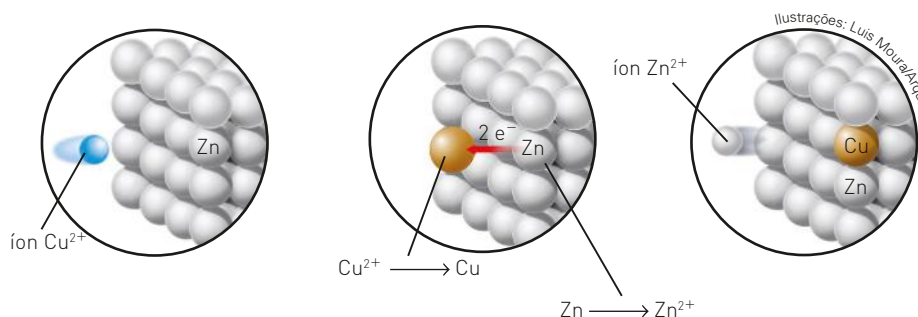
- a) Apresente os nomes do oxiácido e da base utilizados no processo.
b) Indique os números de oxidação do átomo de urânio nos compostos U_3O_8 e $(\text{NH}_4)_2\text{U}_2\text{O}_7$.

Reações de oxirredução

Introduzindo uma lâmina de zinco (Zn) em uma solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO_4), que apresenta cor azul intensa característica da presença de grandes quantidades de íons Cu^{2+} (aq), após certo tempo observamos o aparecimento de uma substância avermelhada (característica da presença de grandes quantidades de cobre metálico) sobre a lâmina e uma mudança de cor na solução, que vai se tornando incolor à medida que a reação ocorre.



Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



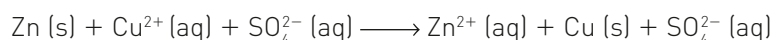
CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

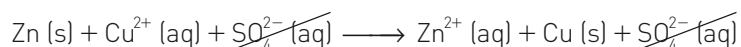
Nesse processo, ocorreu uma reação que pode ser representada por:



Uma maneira mais adequada de representar a reação seria escrevê-la na forma iônica, que mostra as espécies que participaram da reação.



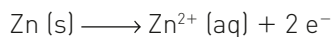
Note que os íons sulfato, SO_4^{2-} , não sofreram alteração, por isso podemos concluir que eles não participaram da reação.



Portanto, a reação que ocorreu pode ser representada assim:



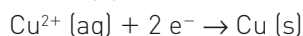
A transformação do Zn (s) em Zn²⁺ (aq) ocorreu através da perda de 2 elétrons por átomo de Zn (s):



Essa transformação é denominada oxidação.

Oxidação: perda de elétrons.

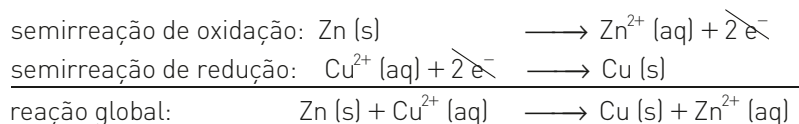
À medida que os átomos de Zn (s) se oxidam, os íons Cu²⁺ (aq) recebem 2 elétrons e se transformam em Cu (s):



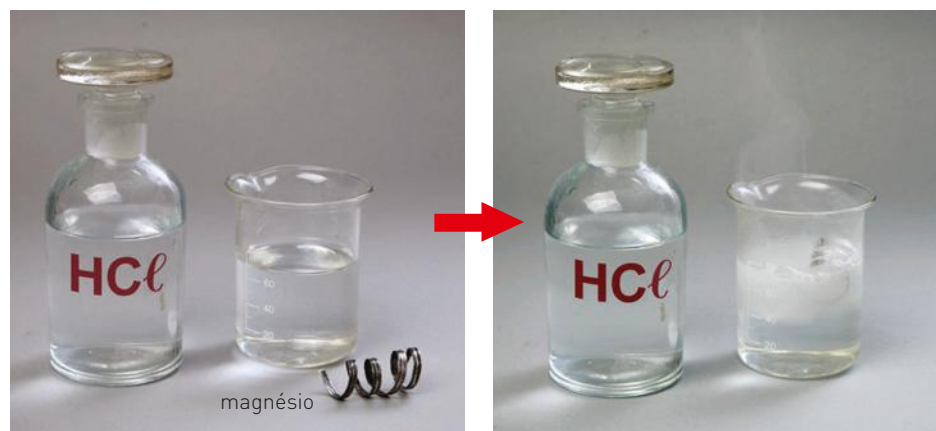
Essa transformação é denominada redução.

Redução: ganho de elétrons.

Esses processos, envolvendo perda e ganho de elétrons, ocorrem simultaneamente, ou seja, conforme uma espécie se oxida, outra se reduz. Essas reações são chamadas **reações de oxirredução**, e uma de suas características é que o número total de elétrons perdidos por uma espécie é igual ao número total de elétrons recebidos pela outra. Isso pode ser percebido em nosso exemplo, analisando conjuntamente as duas semirreações:

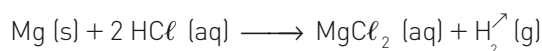


Outro exemplo de reação de oxirredução é a que ocorre quando mergulhamos uma fita de magnésio (Mg) em uma solução aquosa de ácido clorídrico [HCl (aq)].

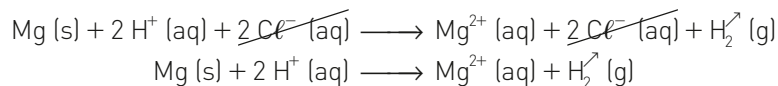


Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

A efervescência ocorre pela liberação de gás hidrogênio produzido na reação entre o magnésio e o ácido clorídrico:

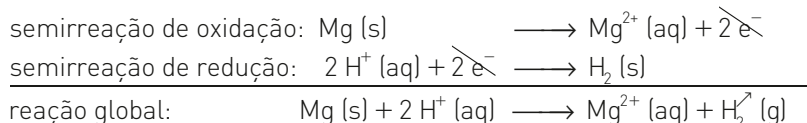


A equação iônica que representa a reação é:



Nessa reação, ocorrem simultaneamente dois fenômenos:

Enquanto o Mg (s) se transforma em Mg^{2+} (aq), ele perde 2 elétrons por átomo de magnésio (Mg); portanto, o Mg (s) sofre uma oxidação. Ao mesmo tempo, os dois íons H^+ (aq) se transformam em H_2 (g), ocorrendo um ganho de 2 elétrons; portanto, os íons H^+ sofrem uma redução.



1. Nas reações de oxirredução, o número total de elétrons permanece constante, porque:

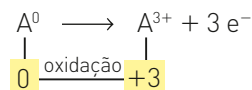
$$n^\circ \text{ de e}^- \text{ recebidos} = n^\circ \text{ de e}^- \text{ perdidos}$$

2. Oxidação e redução são fenômenos que ocorrem simultaneamente.

Agente redutor e agente oxidante

Agente redutor

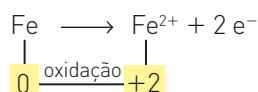
Quando uma espécie química perde elétrons, o seu Nox aumenta:



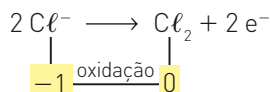
Isso permite que o estudo da oxidação seja feito sob dois aspectos:

- considerando a perda de elétrons;
- considerando o aumento algébrico do Nox.

Veja alguns exemplos:



// O Fe, ao se transformar em Fe^{2+} , perde 2 elétrons; por esse motivo, seu Nox passa de 0 para +2.

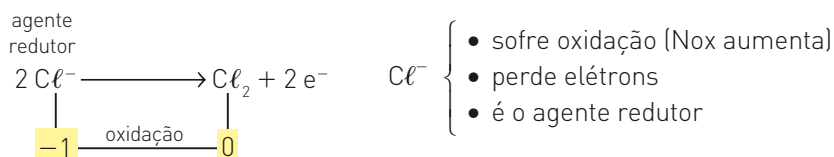
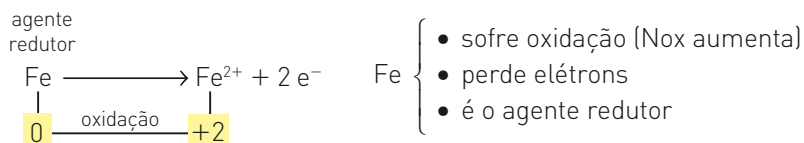


// Quando 2 Cl^- se transformam em Cl_2 , ocorre perda de 2 elétrons (um de cada Cl^-); como consequência, o Nox de cada cloro aumenta algebricamente de -1 para 0.

Como o processo de oxidação ocorre simultaneamente ao de redução, os elétrons perdidos pela espécie que se oxida serão recebidos pela que sofre redução. Isso significa que a espécie oxidada provoca a redução da outra espécie; por esse motivo, ela é denominada **substância** ou **agente redutor**.

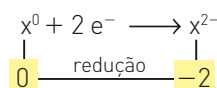
Agente redutor: é a substância que sofre oxidação e provoca redução.

Retomando os exemplos dados, temos:



Agente oxidante

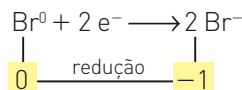
Quando uma espécie química ganha elétrons, o seu Nox diminui:



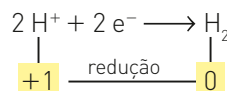
Isso permite que o estudo da redução seja feito sob dois aspectos:

- considerando o ganho de elétrons;
- considerando a diminuição algébrica do Nox.

Veja alguns exemplos:



// O Br₂, ao se transformar em 2 Br⁻, recebe 2 elétrons (um para cada Br); como consequência, o Nox de cada bromo passa de 0 para -1.

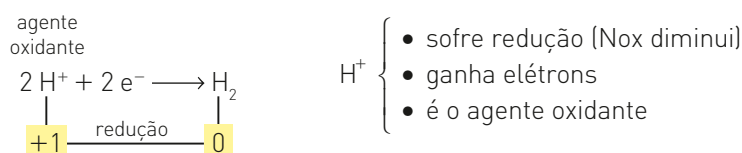
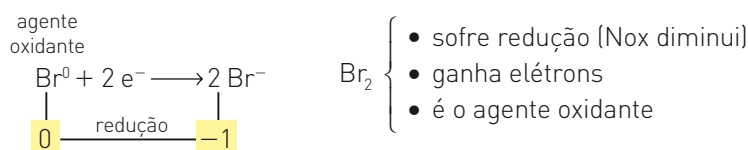


// Os dois íons H⁺, ao receberem 2 e⁻, transformam-se em H₂; como consequência, o Nox de cada hidrogênio passa de +1 para 0.

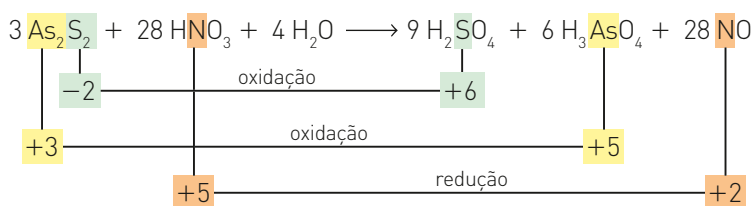
Como o processo de redução ocorre simultaneamente ao de oxidação, os elétrons recebidos pela espécie que se reduz são cedidos pela que sofre oxidação. Isso significa que a espécie reduzida provoca a oxidação da outra espécie; por esse motivo, ela é denominada **substância** ou **agente oxidante**.

Agente oxidante: é a substância que sofre redução e provoca oxidação.

Retomando os exemplos dados, temos:



Podemos observar que ocorreu variação de Nox no **As**, no **N** e no **S**:



Assim:

- O arsênio (As) e o enxofre (S), presentes no As_2S_3 , oxidaram-se; portanto, esse é o agente redutor.
- O nitrogênio (N), presente no HNO_3 , reduziu-se; portanto, esse é o agente oxidante.

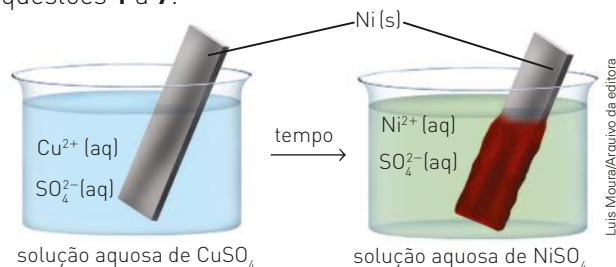
Resposta: alternativa c.

EXPLORE SEU MUNDO

Acenda um fósforo e observe. Essa reação é de oxirredução? Caso você tenha respondido que sim, o gás oxigênio atua como oxidante ou redutor? Pelo que você observou, qual é o número de oxidação do carbono em um dos produtos formados?

Fundamentando seus conhecimentos

Observe as ilustrações a seguir e responda às questões **1 a 7**:



1. Qual é o íon responsável pela cor azul da primeira solução?

- Qual é o íon responsável pela cor verde da segunda solução?
- Qual metal é responsável pelo depósito avermelhado?
- Escreva em seu caderno a semirreação de redução.
- Escreva em seu caderno a semirreação de oxidação.
- Escreva em seu caderno a reação global.
- Indique os agentes oxidante e redutor.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UFV-MG) A seguir são apresentadas as equações de quatro reações:

- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$
- $2 \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$

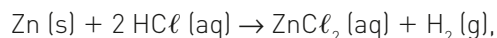
São reações de oxirredução:

- I e II.
- ☒ b) I e III.
- II e IV.
- I, II e III.
- II, III e IV.

2. (UFRGS-RS) Indique a alternativa que apresenta uma reação que pode ser caracterizada como processo de oxidação-redução.

- $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
- $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$
- ☒ d) $\text{PCl}_5 \rightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$
- $2 \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$

3. (PUC-RJ) Sobre a reação:

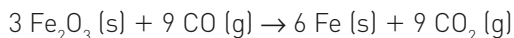


indique a alternativa correta.

- a) O zinco sofre redução.
- b) O cátion H^+ (aq) sofre oxidação.
- ☒ c) O zinco doa elétrons para o cátion H^+ (aq).
- d) O zinco recebe elétrons formando o cátion Zn^{2+} (aq).
- e) O íon cloreto se reduz formando $ZnCl_2$ (aq).

4. (UPF-PR) No ano de 2015, ocorreu o rompimento das barragens de Fundão e Santarém e o despejo de toneladas de rejeitos de minério de ferro no meio ambiente. Dentre esses rejeitos, encontra-se a hematita, um minério de ferro que apresenta fórmula molecular Fe_2O_3 .

A equação geral que representa o processo de obtenção do ferro metálico a partir da hematita é:



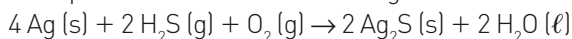
Acerca desse processo, complete as lacunas:

Na hematita, Fe_2O_3 (s) o íon ferro apresenta-se na forma de _____, com número de oxidação _____. Dessa maneira, uma das formas de obtenção de ferro metálico, a partir da hematita, consiste resumidamente em o íon ferro _____ elétrons, em um processo denominado _____.

A alternativa que completa corretamente, na sequência, as lacunas da frase é:

- a) cátion, 2+, doar, oxidação.
- b) ânion, 3+, receber, redução.
- c) íon, 2+, receber, oxidação.
- d) ânion, 2+, receber, redução.
- ☒ e) cátion, 3+, receber, redução.

5. (UEG-GO) O escurecimento de talheres de prata pode ocorrer devido à presença de derivados de enxofre encontrados nos alimentos. A equação química de oxidação e redução que representa esse processo está descrita a seguir.



Nesse processo, o agente redutor é:

- a) sulfeto de hidrogênio.
- b) oxigênio gasoso.
- c) sulfeto de prata.
- ☒ d) prata metálica.
- e) água.

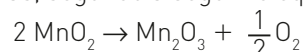
6. (FMP-SC)

Arqueólogos franceses encontraram grandes quantidades de dióxido de manganês em resquícios de carvão e fuligem das fogueiras. Isso sugere que os Neandertais não gastavam tanta energia atrás desse composto químico só para pintar o corpo, como suspeitavam os pesquisadores, e, sim, para fazer fogueiras. Mas qual a relação desse mineral com fogo?

Toda. Por ser um mineral muito abrasivo, quando moído e colocado sobre madeira, diminui a temperatura necessária para combustão – a centelha ideal para facilitar a vida dos nossos primos distantes.

Disponível em: <<http://super.abril.com.br/ciencia/neandertais-usavam-quimica-para-acender-fogo>>. Adaptado. Acesso em: 18 jul. 2016.

O dióxido de manganês, ao ser misturado à madeira, era lentamente aquecido em presença do ar, sofrendo decomposição com liberação de oxigênio e facilitando a combustão da madeira para acender as fogueiras, segundo a seguinte equação:



O dióxido de manganês é um poderoso agente

- a) redutor, por oxidar o oxigênio, sofrendo oxidação.
- b) redutor, por oxidar o oxigênio, sofrendo redução.
- c) redutor, por reduzir o oxigênio, sofrendo oxidação.
- ☒ d) oxidante, por oxidar o oxigênio, sofrendo redução.
- e) oxidante, por reduzir o oxigênio, sofrendo oxidação.

7. (Uece) Pilhas de Ni-Cd são muito utilizadas em eletrodomésticos caseiros, como em rádios portáteis, controles remotos, telefones sem fio e aparelhos de barbear. A reação de oxirredução desse tipo de pilha é $Cd (s) + NiO_2 (s) + 2 H_2O (l) \rightarrow Cd(OH)_2 (s) + Ni(OH)_2 (s)$.

Considere as seguintes afirmações a respeito dessa reação:

- I. O cádmio se oxida.
- II. O dióxido de níquel é o agente redutor.
- III. O cádmio é o agente oxidante.
- IV. O número de oxidação do níquel varia de +4 para +2.

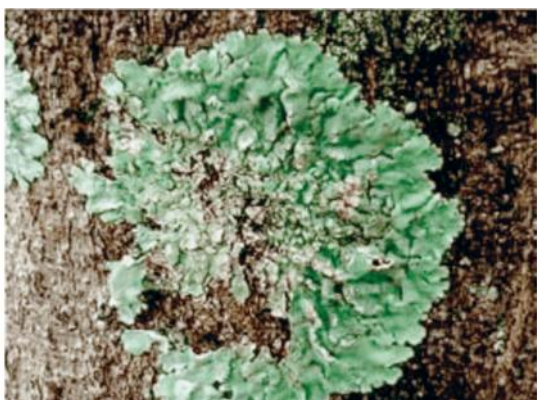
Está correto o que se afirma em:

- a) I, II e III apenas.
- b) III e IV apenas.
- c) I, II, III e IV.
- ☒ d) I e IV apenas.

8. (Vunesp-SP)

Nas últimas décadas, o dióxido de enxofre (SO_2) tem sido o principal contaminante atmosférico que afeta a distribuição de liquens em áreas urbanas e industriais. Os liquens absorvem o dióxido de enxofre e, havendo repetidas exposições a esse poluente, eles acumulam altos níveis de sulfatos (SO_4^{2-}) e bissulfatos (HSO_4^-) o que incapacita os constituintes dos liquens de realizarem funções vitais, como fotossíntese, respiração e, em alguns casos, fixação de nitrogênio.

(Rubén Lijteroff et al. *Revista Internacional de contaminación ambiental*, maio de 2009. Adaptado.)



Reprodução/UNESP 2016.

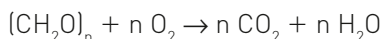
[<http://portaldoprofessor.mec.gov.br>]

Nessa transformação do dióxido de enxofre em sulfatos e bissulfatos, o número de oxidação do elemento enxofre varia de _____ para _____, portanto, sofre _____.

As lacunas desse texto são, correta e respectivamente, preenchidas por:

- a) -4 ; -6 e redução. d) $+2$; $+4$ e oxidação.
 x b) $+4$; $+6$ e oxidação. e) -2 ; -4 e oxidação.
 c) $+2$; $+4$ e redução.

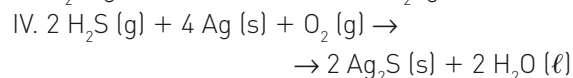
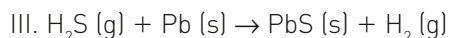
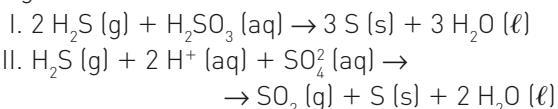
9. (Vunesp-SP) De modo geral, em sistemas aquáticos a decomposição de matéria orgânica de origem biológica, na presença de oxigênio, se dá por meio de um processo chamado degradação aeróbica. As equações representam reações genéricas envolvidas na degradação aeróbica, em que "MO" = matéria orgânica contendo nitrogênio e enxofre.



$\text{MO}(\text{C}, \text{H}, \text{N}, \text{S}) + n \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_3^- + \text{SO}_4^{2-}$
 Analisando as equações apresentadas, é correto afirmar que no processo de degradação aeróbica ocorrem reações de:

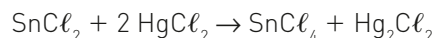
- a) decomposição, em que o oxigênio não sofre alteração em seu número de oxidação.
 b) oxirredução, em que o oxigênio atua como agente redutor.
 c) decomposição, em que o oxigênio perde elétrons.
 d) oxirredução, em que o oxigênio sofre oxidação.
 x e) oxirredução, em que o oxigênio atua como agente oxidante.

10. (ITA-SP) Considere as reações envolvendo o sulfeto de hidrogênio representadas pelas equações seguintes:



Nas reações apresentadas pelas equações anteriores, o sulfeto de hidrogênio é agente redutor em:

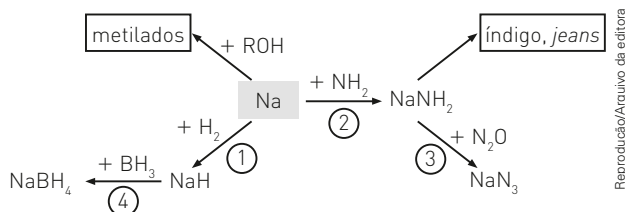
- a) apenas I.
 x b) apenas I e II.
 c) apenas III.
 d) apenas III e IV.
 e) apenas IV.
11. (Unioeste-PR) A reação química, expressa a seguir, ocorre com um sal de estanho e outro de mercúrio:



Assim, é CORRETO afirmar que:

- a) a reação em questão é de combustão envolvendo a liberação de calor, ou seja, exotérmica.
 x b) a reação em questão é de oxirredução, pois o mercúrio participa dela e altera seu estado de oxidação de $2+$ para $1+$.
 c) a reação em questão é de oxirredução, pois o mercúrio não participa da reação e mantém seu estado de oxidação $2+$.
 d) a reação em questão envolve a alteração de ligações metálicas para ligações covalentes.
 e) na reação estão envolvidos quatro elétrons, sendo dois elétrons do estanho e dois elétrons do mercúrio.

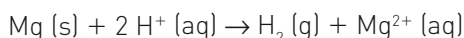
12. (UFRJ) Cerca de 38% do consumo mundial de sódio metálico estão vinculados à produção do corante índigo usado no vestuário *jeans*. A produção de boridreto de sódio para o branqueamento de celulose responde por cerca de 20% do consumo desse metal alcalino. As demais aplicações se concentram na área da química fina. O fluxograma a seguir descreve algumas reações envolvidas nessas aplicações.



Reprodução/Arquivo da editora

- a) Na reação 1, dê o nome do produto e indique o composto que sofreu oxidação.
 b) Identifique e classifique as ligações no produto da reação 2.

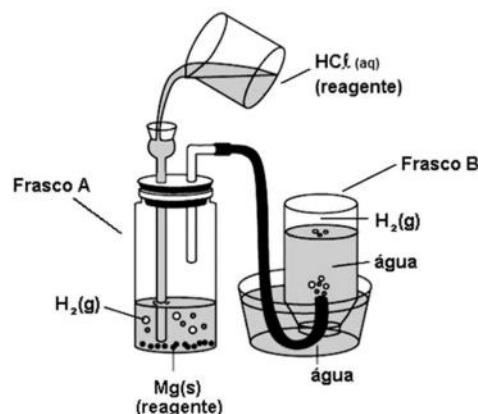
13. (UEMG) A figura a seguir mostra um pequeno sistema que coleta gás hidrogênio, $H_2(g)$. O funcionamento ocorre desta maneira: são colocados em quantidades estequiométricas, no frasco A, pedaços de magnésio metálico, $Mg(s)$ e um volume de ácido clorídrico, $HCl(aq)$. Uma reação de oxidação-redução ocorre entre os dois reagentes, e o gás hidrogênio é produzido, como mostra a equação. Em seguida, o $H_2(g)$ passa por uma mangueira e é recolhido no frasco B.



Sobre o sistema e as espécies químicas presentes nele, é CORRETO afirmar que:

- ☒ a) o $Mg(s)$ oxida-se e migra para a solução na forma de cátion Mg^{2+} .

- b) a densidade do gás hidrogênio é maior que a densidade da água líquida.
c) ao final da reação, restam apenas íons Cl^- na solução do frasco A.
d) os íons H^+ são os agentes redutores da reação fornecida.



Reprodução/UEMG, 2014

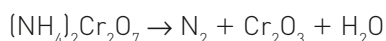
Desafiando seus conhecimentos

1. (PUC-RJ) A ocorrência da reação eletrolítica $Pb^{2+}(aq) + 2H_2O(l) \rightarrow PbO_2(s) + H_2(g) + 2H^+(aq)$ tem como consequência
- a) a redução do Pb^{2+} .
b) a oxidação da água.
c) o grande aumento do pH da solução.
d) a manutenção do número de oxidação do Pb.
☒ e) a redução da concentração de Pb^{2+} na solução.

2. (Ulbra-SP) No capítulo Fedores e Explosões, Oliver Sacks descreve o seguinte experimento:

“Fizemos juntos um vulcão com dicromato de amônio, ateando fogo em uma pirâmide de cristais alaranjados que se inflamou furiosamente, avermelhou-se e cuspiu uma chuva de centelhas para todo lado, inflando-se prodigiosamente, como um minivulcão em erupção.”

SACKS, O. Tio Tungstênio: memórias de uma infância química. São Paulo: Cia. das Letras, 2002.



A frase “O processo descrito é uma reação redox, pois o _____ sofre redução e o _____ sofre oxidação” fica correta, quando os espaços em branco são completados, respectivamente, pelas palavras:

- a) hidrogênio; oxigênio.
b) cromo; hidrogênio.

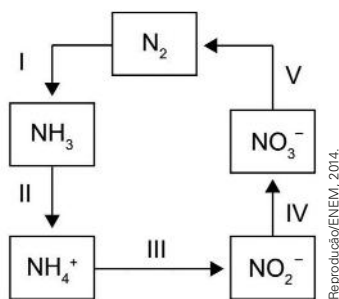
- c) oxigênio; cromo.
☒ d) cromo; nitrogênio.
e) nitrogênio; cromo.

3. (UFPR) Recentemente, foram realizados retratos genéticos e de habitat do mais antigo ancestral universal, conhecido como LUCA. Acredita-se que esse organismo unicelular teria surgido a 3,8 bilhões de anos e seria capaz de fixar CO_2 convertendo esse composto inorgânico de carbono em compostos orgânicos.

Para converter o composto inorgânico de carbono mencionado em metano (CH_4) a variação do NOX no carbono é de:

- a) 1 unidade.
b) 2 unidades.
c) 4 unidades.
d) 6 unidades.
☒ e) 8 unidades.
4. (Enem) A aplicação excessiva de fertilizantes nitrogenados na agricultura pode acarretar alterações no solo e na água pelo acúmulo de compostos nitrogenados, principalmente a forma mais oxidada, favorecendo a proliferação de algas e plantas aquáticas e alterando o ciclo do nitrogênio, representado no esquema. A espécie nitrogenada mais oxidada tem sua quantidade controlada por ação

de microrganismos que promovem a reação de redução dessa espécie, no processo denominado desnitrificação.

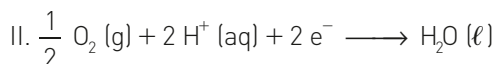


O processo citado está representado na etapa:

- a) I.
- b) II.
- c) III.
- d) IV.
- x e) V.

5. [Enem-PPL]

Os bafômetros (etilômetros) indicam a quantidade de álcool, C_2H_6O (etanol), presente no organismo de uma pessoa através do ar expirado por ela. Esses dispositivos utilizam células a combustível que funcionam de acordo com as reações químicas representadas:



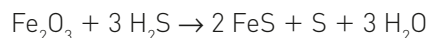
BRAATHEN, P. C. Hálito culpado: o princípio químico do bafômetro. *Química Nova na Escola*, n. 5, maio 1997 (adaptado).

Na reação global de funcionamento do bafômetro, os reagentes e os produtos desse tipo de célula são

- a) o álcool expirado como reagente; água, elétrons e H^+ como produtos.
- b) o oxigênio do ar e H^+ como reagentes; água e elétrons como produtos.
- c) apenas o oxigênio do ar como reagente; apenas os elétrons como produto.
- d) apenas o álcool expirado como reagente; água, C_2H_4O e H^+ como produtos.
- x e) o oxigênio do ar e o álcool expirado como reagentes; água e C_2H_4O como produtos.

6. [Uerj] A mistura denominada massa de Laming, composta por Fe_2O_3 , serragem de madeira e água, é utilizada para a remoção do H_2S presente na composição do gás de hulha, um combustível

gasoso. Observe a equação química que representa o processo de remoção:



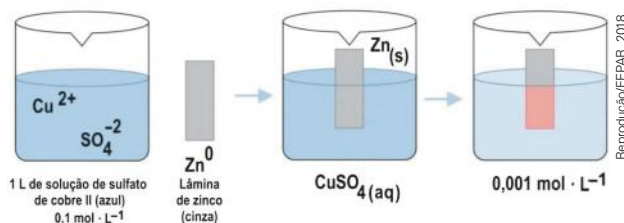
Calcule, em quilogramas, a massa de FeS formada no consumo de 408 kg de H_2S , considerando 100% de rendimento.

Em seguida, indique o símbolo correspondente ao elemento químico que sofre oxidação e o nome do agente oxidante.

Dados: $H = 1$; $S = 32$; $Fe = 56$.

7. [Fepar-PR] Quando mergulhamos uma placa de zinco em uma solução de sulfato de cobre II, nota-se que, com o passar do tempo, a cor cinza da lâmina de zinco é substituída por uma cor avermelhada na parte que ficou em contato com a solução; além disso, a solução, antes azul, vai clareando.

[Dados: $Cu = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $S = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$]



A respeito do experimento apresentado, julgue as afirmativas.

- (F) A cor avermelhada obtida sobre a lâmina de zinco deve-se à oxidação dos cátions de cobre, que se transformam em cobre metálico.
- (V) A solução de sulfato de cobre II vai clareando porque o zinco perde elétrons, doando-os para os íons cobre que diminuem sua concentração em solução.
- (V) Esse processo representa uma reação de oxirredução, pois envolve perda e ganho de elétrons; a espécie oxidada é chamada de agente redutor, porque provoca a redução da outra espécie.
- (V) Nesse processo o agente oxidante tem número de oxidação +2.
- (F) Considerando a concentração final da solução de sulfato de cobre II, a massa de sal que ainda existe em solução é de 1,595 g.

Pouco calórico, tomate tem ação antioxidante

Ele é o rei da versatilidade. Cru ou cozido, é utilizado em saladas, sopas, molhos, sucos e até sobremesas, marcando presença na culinária de vários países. Originário da América, o tomate (*Lycopersicon esculentum*) era cultivado por incas e astecas desde o século VIII, mas só chegou à Europa em meados de 1500, por meio dos colonizadores espanhóis.

A partir de Nápoles, onde ganhou o nome de “maçã de ouro” (*pomo d’oro*), espalhou-se pelo mundo. Durante séculos, o tomate foi considerado afrodisíaco e ainda hoje é símbolo de sorte no México e no Peru. Além de versátil, o tomate é benéfico à saúde — sua maior arma é o licopeno, um poderoso antioxidante que combate os radicais livres, retarda o envelhecimento e protege contra alguns tipos de câncer. Pesquisa da Universidade Harvard, nos Estados Unidos, mostrou que consumir a fruta ao menos duas vezes por semana reduz em 34% os riscos de câncer de próstata. O mesmo carotenoide é também responsável pela cor vermelha e pode ser encontrado em menor quantidade na melancia, na goiaba e no pimentão vermelho. Diferentemente do que acontece com outros componentes, o licopeno não perde sua ação quando o tomate é congelado ou cozido. “Pelo contrário, a disponibilidade e a concentração de licopeno aumentam”, afirma a professora da Esalq (Escola Superior de Agricultura Luiz de Queiroz) Solange Caniatti Brazaca.

Rico em vitamina C, o tomate também contém potássio, cálcio, sódio e fósforo, além de vitaminas A e do complexo B — de acordo com a variedade. Quem conta calorias pode ficar tranquilo: com 95% de água, o tomate tem apenas 25 calorias a cada cem gramas. O maior inconveniente da fruta é a acidez elevada. “Pode causar azia em quem sofre de gastrite”, explica Liliana Bricarello, nutricionista da Unifesp (Universidade Federal de São Paulo).

Fonte: BOTELHO, Rachel. *Folha de S.Paulo*, 2005. Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/fsp/equilibrio/eq0704200503.htm>. Acesso em: 27 mar. 2018.

Com base no texto e em seus conhecimentos, realize as atividades propostas.

1. Pesquise o que são radicais livres e sua ação em nosso organismo.
2. O que pode ser feito para reduzir a produção de radicais livres em nosso corpo?
3. Outros alimentos também são muito úteis para o combate de inúmeras doenças. Entretanto, não é possível comer tudo todos os dias. Diante disso, o que os nutricionistas recomendam como uma alimentação saudável?



Thinkstock/Getty Images

Balanceamento das equações de reações de oxirredução

Nas reações de oxirredução ocorre transferência de elétrons, por isso, para balanceá-las, devemos igualar o número de elétrons perdidos e recebidos. Para isso, inicialmente determinamos o número de elétrons perdidos ou recebidos para cada espécie química, que corresponde à variação do Nox (ΔNox).

A partir desse conhecimento, iremos determinar a quantidade necessária de cada espécie para obter a igualdade do número de elétrons. Veja alguns exemplos.

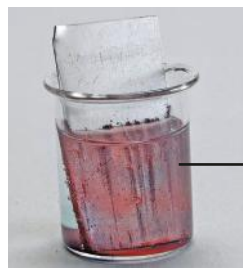
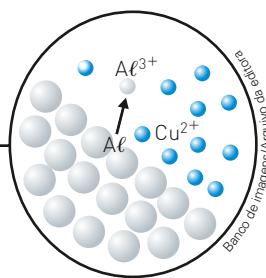
1º exemplo

Uma lâmina de alumínio (Al) foi mergulhada em uma solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO_4) ocorrendo a formação de cobre metálico (Cu) e de sulfato de alumínio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$):

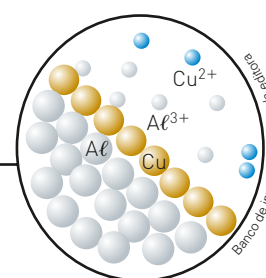
Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



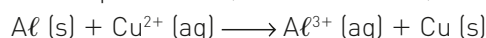
// Lâmina de alumínio em solução aquosa de sulfato de cobre.



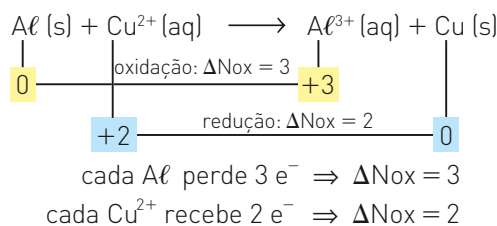
// Cobre metálico e sulfato de alumínio.



Essa reação pode ser representada, na forma iônica, da seguinte maneira:



Inicialmente, determinamos o Nox de cada espécie e suas variações:



A seguir, devemos igualar o número de elétrons. Para isso, multiplicamos o número de elétrons perdidos pelo número de elétrons recebidos, o que nos dá:

$$3 \text{ e}^- \text{ perdidos} \cdot 2 \text{ e}^- \text{ recebidos} = 6 \text{ e}^- \text{ transferidos}$$

Sabendo o número total de elétrons transferidos, devemos estabelecer quantos átomos ou íons são capazes de perder ou receber esta quantidade de elétrons. Neste caso:

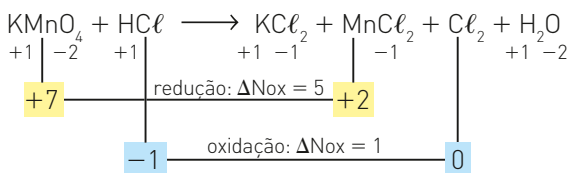
$$\begin{aligned} 1 \text{ átomo de Al perde } 3 \text{ e}^- &\Rightarrow 2 \text{ átomos de Al perdem } 6 \text{ e}^- \\ 1 \text{ íon de Cu}^{2+} \text{ recebe } 2 \text{ e}^- &\Rightarrow 3 \text{ íons de Cu}^{2+} \text{ recebem } 6 \text{ e}^- \end{aligned}$$

$$n^{\circ} \text{ total de } e^- (\text{perdidos ou recebidos}) = \Delta N_{ox} \cdot \text{coeficiente}$$

	$\Delta \text{Nox} \cdot \text{coeficiente}$	Nº total de e ⁻
Al	3 · 2	6
Cu ²⁺	2 · 3	6

$$2 \text{Al (s)} + 3 \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+} \text{ (aq)} + 3 \text{Cu (s)}$$

Essa reação pode ser representada por:


$$\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\Delta N_{\text{ox}} = 5} \text{MnCl}_2$$

HCl ———→ $\Delta\text{Nox} = 1$ → Cl₂

 ↘ ↗

 KCl MnCl₂

- $\text{KMnO}_4 = \Delta\text{Nox} = 5$;
- $\text{Cl}_2 = 2 \cdot \Delta\text{Nox} = 2$.

- KMnO_4 : $\Delta\text{Nox} = 5 \rightarrow 5$ será o coeficiente do Cl_2 ;
- Cl_2 : $2 \cdot \Delta\text{Nox} = 2 \rightarrow 2$ será o coeficiente do KMnO_4 .



A cor violeta, característica das soluções que contêm grandes quantidades de íon permanganato, está relacionada com o Mn, com número de oxidação +7. Quando o permanganato reage com o ácido clorídrico, o número de oxidação do manganês se altera para +2. Por esse motivo, deixa de existir a coloração violeta.

Na equação, temos:



Observe que o número total de elétrons perdidos é igual ao número total de elétrons recebidos:

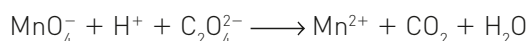
e ⁻ perdidos	e ⁻ recebidos
1 Cl ₂ = 2 e ⁻	1 KMnO ₄ = 5 e ⁻
5 Cl ₂ = 10 e ⁻	2 KMnO ₄ = 10 e ⁻

Agora, conhecendo os coeficientes do KMnO₄ e do Cl₂, podemos determinar os outros pelo método das tentativas, e teremos a equação balanceada:

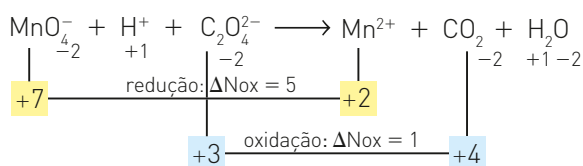


3º exemplo

Determinação dos coeficientes de uma equação iônica.

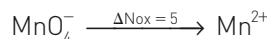


Inicialmente, determinamos o Nox de cada espécie a fim de verificar quais delas apresentam variação, ou seja, quais se oxidaram e quais se reduziram:

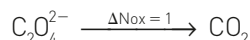


Percebe-se que:

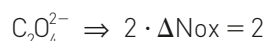
- Todo manganês presente no MnO₄⁻ reduziu-se, originando Mn²⁺:



- Todo carbono presente no C₂O₄²⁻ oxidou-se, originando CO₂:



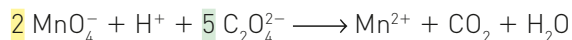
- Cada carbono perdeu 1 elétron; como no C₂O₄²⁻ existem 2 carbonos, o número total de elétrons perdidos é igual a 2:



Agora, determinamos os coeficientes de cada espécie em que houve variação do Nox: basta atribuir o ΔNox de uma espécie como coeficiente da outra espécie. Assim, temos:

- MnO₄⁻ = ΔNox = 5 ⇒ 5 será o coeficiente do C₂O₄²⁻;

- C₂O₄²⁻ = 2 · ΔNox = 2 ⇒ 2 será o coeficiente do MnO₄⁻.



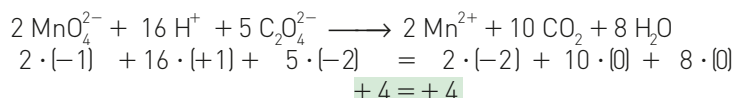
Os demais coeficientes são determinados a partir desses; temos, assim, a equação balanceada:



Nas reações iônicas, podemos verificar se o balanceamento está correto por meio da comparação do total de cargas no lado dos reagentes e no lado dos produtos.

Esse total deve ser o mesmo, tanto de um lado como do outro.

Observe essa comparação no exemplo estudado:



Descolorindo o cabelo

É frequente vermos pessoas com o cabelo descolorido. Normalmente a descoloração dos cabelos é feita por profissionais, em salões de beleza, usando a água oxigenada em concentrações apropriadas.

Quando a água oxigenada é aplicada, ela oxida a melanina, pigmento responsável pela cor escura dos cabelos.

A melanina oxidada perde sua cor e passa a apresentar um aspecto característico.

A água oxigenada, além da melanina, oxida também outros componentes do cabelo, como moléculas de proteínas que têm grupo $-SH$, transformando-as em moléculas com o grupo SO_3H , chamado ácido sulfônico.

Os grupos $-SO_3H$ são viscosos, fazendo com que o cabelo embarace mais facilmente, por isso recomenda-se às pessoas com cabelos descoloridos que usem condicionadores, produtos que formam finíssimas camadas ao redor dos fios de cabelo, permitindo que eles sejam penteados mais facilmente.



Voyagerix/Shutterstock

// Uma das maneiras de clarear ou descolorir cabelos consiste na aplicação da água oxigenada, um agente oxidante. Uma das consequências de seu uso é a dificuldade em desembaraçar os fios, que podem se tornar ressecados e quebradiços.

Reflita

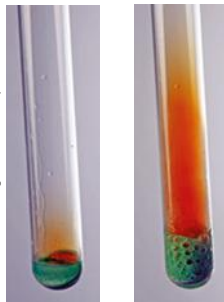
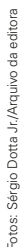
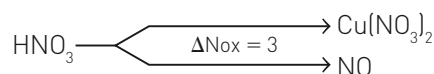
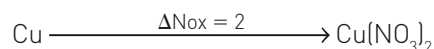
1. A água oxigenada deve ser armazenada em frascos opacos para evitar sua reação de decomposição. Qual o nome dessa reação?
2. As moléculas de melanina, ao reagirem com água oxigenada, oxidam-se. Indique os agentes oxidantes e redutores dessa reação.
3. Água oxigenada, formol e amônia são algumas substâncias utilizadas em processos de descoloração, tinturas, relaxamentos e alisamentos do fio de cabelo. A aplicação desses produtos pode desnaturar as proteínas, constituintes essenciais do cabelo. Quais as consequências dessa desnaturação?

Exercício resolvido

Solução

reagentes $\left\{ \begin{array}{l} \text{cobre metálico} = \text{Cu} \\ \text{ácido nítrico} = \text{HNO}_3 \end{array} \right.$

Produtos { $\text{óxido de nitrogênio II} = \text{NO}$
 $\text{água} = \text{H}_2\text{O}$
 composto iônico com Cu $+2$ = o ânion
 desse composto provém o $\text{HNO}_3 \rightarrow [\text{NO}_3]^-$
 Assim, sua fórmula é $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

$$\text{Cu (s)} + \text{HNO}_3 \text{ (aq)} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \text{ (aq)} + \text{NO (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Cu} & + & \text{HNO}_3 & \longrightarrow & \text{Cu(NO}_3)_2 & + & \text{NO} & + & \text{H}_2\text{O} \\ | & & +1 \quad -2 & & | & +5 \quad -2 & -2 & +1 & -2 \\ | & & & & | & & & & \\ \boxed{0} & \xrightarrow{\text{oxidação: } \Delta\text{Nox} = 2} & \boxed{+2} & & \boxed{+5} & \xrightarrow{\text{redução: } \Delta\text{Nox} = 3} & \boxed{+2} & & \end{array}$$


- $Cu = \Delta N_{ox} = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do NO ;

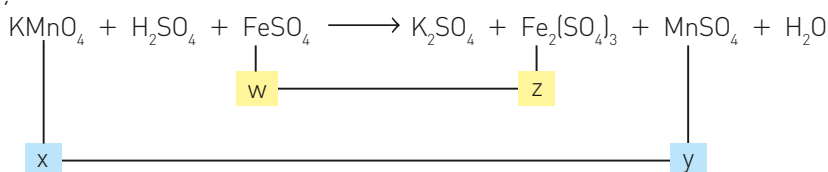
- $\text{NO} = \Delta\text{Nox} = 3 \Rightarrow 3$ será o coeficiente do Cu .


$$3 \text{ Cu (s)} + 8 \text{ HNO}_3 \text{ (aq)} \rightarrow 3 \text{ Cu(NO}_3)_2 \text{ (aq)} + 2 \text{ NO (g)} + 4 \text{ H}_2\text{O (l)}$$

O permanganato de potássio em meio ácido, um excelente agente oxidante, é usado no estudo dos solos para determinar a presença e a quantidade de Fe^{2+} .

Uma grande concentração de íons Fe^{2+} atribui ao solo uma coloração esverdeada e, em solução aquosa, origina soluções de cor verde-pálida.

Uma reação envolvendo permanganato de potássio em meio ácido com um sal de ferro II pode ser representada pela equação:

Banco de imagens/
Arquivo de editores



Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Os responsáveis pela coloração violeta da solução aquosa de permanganato de potássio são os íons permanganato, nos quais o estado de oxidação do manganês é +7. Os responsáveis pela coloração marrom-alaranjada na solução resultante são os íons Fe^{3+} .

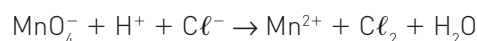


Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo

A cor castanho-avermelhada do solo indica a presença de grande concentração de íons Fe^{3+} .

A respeito desse experimento, responda às questões 1 a 8.

1. Que substância produzida nessa reação é responsável pela cor castanho-avermelhada?
2. Quais são os valores dos Nox indicados por x, y, w e z?
3. Que substância sofreu oxidação? E redução?
4. Qual o ΔNox do "ramal" oxidação?
5. Qual o ΔNox do "ramal" redução?
6. Qual número de elétrons recebeu cada átomo de manganês na transformação: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$?
7. Qual número de elétrons perdeu cada átomo de ferro na transformação $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?
8. Faça o balanceamento da equação indicando a soma dos menores coeficientes inteiros.
9. (Olimpíada Brasileira de Química) Considere a equação química que representa a oxidação de cloreto por permanganato, em meio ácido:



Após o balanceamento dessa equação, o coeficiente estequiométrico para o íon MnO_4^- é 2 e para o H^+ será:

- a) 4. d) 14.
 b) 8. x e) 16.
 c) 10.

Desenvolvendo seus conhecimentos

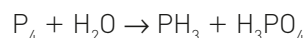
1. (Ifsul-RS) O cloro é empregado para potabilizar a água de consumo dissolvendo-o nela. Também é usado como oxidante, branqueador e desinfetante. É gasoso e muito tóxico (neurotóxico), foi usado como gás de guerra na Primeira e na Segunda Guerra Mundial. Ele pode ser obtido de acordo com a reação não balanceada:



Os coeficientes (menores números inteiros possíveis) que tornam a reação balanceada são, respectivamente, iguais a:

- a) 1, 2, 1, 1, 1.
 x b) 1, 4, 1, 2, 1.
 c) 2, 6, 2, 1, 1.
 d) 2, 8, 2, 1, 2.
2. (FGV-SP) As fosfinas, PH_3 , são precursoras de compostos empregados na indústria petroquímica, de mineração e hidrometalurgia.

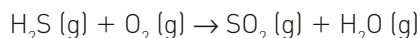
Sua obtenção é feita a partir do fósforo elementar, em meio ácido, sob elevada pressão, e a reação se processa de acordo com:



A soma dos menores valores inteiros dos coeficientes estequiométricos dessa equação corretamente balanceada é igual a:

- a) 10.
 b) 11.
 c) 15.
 x d) 22.
 e) 24.
3. (PUC-MG) As estações de tratamento de esgotos conseguem reduzir a concentração de vários poluentes presentes nos despejos líquidos antes de lançá-los nos rios e lagos. Uma das reações que acontece é a transformação do gás sulfídrico (H_2S), que apresenta um cheiro muito

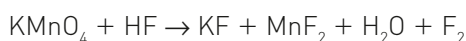
desagradável, em SO_2 . O processo pode ser representado pela equação:



Considerando-se essas informações e após o balanceamento dessa equação, é incorreto afirmar que:

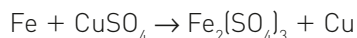
- a) o enxofre do gás sulfídrico é oxidado.
- ☒ b) o gás oxigênio atua como agente redutor.
- c) a soma dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies envolvidas é igual a 9.
- d) a variação do número de oxidação para cada átomo de enxofre é igual a 6.

4. (UEG-GO) Considere o processo de obtenção do fluoreto de potássio representado a seguir e responda ao que se pede.



- a) Pelo método de oxidação e redução, obtenha os coeficientes para os compostos da reação, de forma que ela fique devidamente balanceada.
- b) Indique os agentes oxidante e redutor na reação.

5. (UFSC) Na seguinte equação química não balanceada:



- 01) O cobre sofre oxidação.
- 02) O número de oxidação do cobre no CuSO_4 é +2.
- 04) O átomo de ferro perde 2 elétrons.
- 08) Houve oxidação do ferro.
- 16) Temos uma reação de oxirredução.
- 32) Após o balanceamento, a soma dos menores números inteiros possíveis para os coeficientes é 9.

64) O ferro é o agente oxidante.

Dê como resposta a soma dos números associados às proposições verdadeiras.

Soma = 02 + 08 + 16 + 32 = 58.

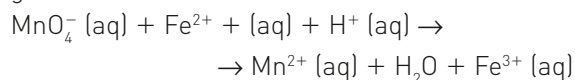
6. (Espcex/Aman) O cobre metálico pode ser oxidado por ácido nítrico diluído, produzindo água, monóxido de nitrogênio e um sal (composto iônico). A reação pode ser representada pela seguinte equação química (não balanceada):
- $$\text{Cu (s)} + \text{HNO}_3 \text{ (aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{NO (g)} + \text{Cu(NO}_3)_2 \text{ (aq)}$$
- A soma dos coeficientes estequiométricos (menores números inteiros) da equação balanceada, o agente redutor da reação e o nome do composto iônico formado são, respectivamente:

- a) 18, Cu, nitrato de cobre I.
- ☒ b) 20, Cu, nitrato de cobre II.
- c) 19, HNO_3 , nitrito de cobre II.

d) 18, NO, nitrato de cobre II.

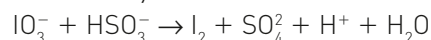
e) 20, Cu, nitrato de cobre I.

7. (Acafe-SC) Íons Fe^{2+} podem ser quantificados em uma reação de oxirredução com íons MnO_4^- padronizados em meio ácido. Uma vez balanceada a equação química abaixo, a soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros dos reagentes é:



- a) 10.
- b) 3.
- ☒ c) 14.
- d) 5.

8. (UPM-SP) A respeito da equação iônica de oxirredução abaixo, não balanceada, são feitas as seguintes afirmações:



- I. a soma dos menores coeficientes inteiros possíveis para o balanceamento é 17.
- II. o agente oxidante é o ânion iodato.
- III. o composto que ganha elétrons sofre oxidação.
- IV. o Nox do enxofre varia de +5 para +6.

Das afirmações acima, estão corretas somente:

- a) II e III.
- ☒ b) I e II.
- c) I e III.
- d) II e IV.
- e) I e IV.

9. (Unicid/MED-SP)

O permanganato de potássio é altamente reativo e pode oxidar uma grande variedade de substâncias orgânicas e inorgânicas. Em um desses processos de oxidação, o KMnO_4 transforma-se em MnO_2 . Devido a essa propriedade foi empregado ao longo de muitos anos, no tratamento de água para remoção de ferro (Fe^{2+}) que precipita como hidróxido de ferro (III). Uma das desvantagens desse tratamento é o risco de a água ficar com coloração rosa.

A equação não balanceada, escrita a seguir, representa a transformação do KMnO_4 em MnO_2 (s). $\text{Fe}^{2+} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \text{ (s)} + \text{MnO}_2 \text{ (s)} + \text{K}^+ + \text{H}^+$

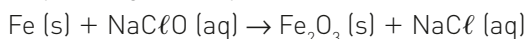
(<http://qnint.sbg.org.br>)

- a) Escreva a equação completa e balanceada da reação de eliminação de (Fe^{2+}) da água, descrita no texto.
- b) Indique um processo físico que pode ser utilizado para separar o KMnO_4 de uma água residual rosa.

Desafiando seus conhecimentos

1. (PUC-MG) Em um laboratório, um grupo de estudantes colocou um pedaço de palha de aço em um prato cobrindo-o com água sanitária. Após 10 minutos, eles observaram, no fundo do prato, a formação de uma nova substância de cor avermelhada, cuja fórmula é Fe_2O_3 .

A reação que originou esse composto ocorreu entre o ferro (Fe) e o hipoclorito de sódio (NaClO), presente na água sanitária, e pode ser representada pela seguinte equação não balanceada:



Considerando-se essas informações, é incorreto afirmar:

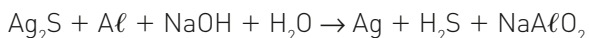
- ☒ a) O hipoclorito de sódio atua como o redutor.
- b) O ferro sofre uma oxidação.
- c) A soma dos coeficientes das substâncias que participam da reação é igual a 9.
- d) O átomo de cloro do hipoclorito de sódio ganhou 2 elétrons.

2. (UEG-GO)



Talheres de prata comumente apresentam manchas escuras em sua superfície, que consistem em sulfeto de prata (Ag_2S) formado pela reação da prata com compostos contendo enxofre encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar talheres escurecidos, basta colocá-los em uma panela de alumínio com água quente e uma solução de soda cáustica diluída e, em seguida, retirá-los e enxaguá-los em água limpa, o que devolve o brilho característico dos talheres, que ficam com o aspecto de novos.

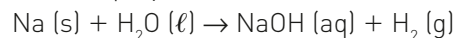
Esse processo consiste na reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, conforme a seguinte equação, não balanceada:



Sobre essa reação, pede-se:

- a) O agente oxidante e o agente redutor.
- b) A soma dos coeficientes da equação balanceada com os menores números inteiros possíveis.

3. (Espcex/Aman) O sódio metálico reage com água, produzindo gás hidrogênio e hidróxido de sódio, conforme a equação não balanceada:



Baseado nessa reação, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. O sódio atua nessa reação como agente redutor.
 - II. A soma dos menores coeficientes inteiros que balanceiam corretamente a equação é 7.
 - III. Os dois produtos podem ser classificados como substâncias simples.
 - IV. Essa é uma reação de deslocamento.
- Das afirmativas feitas, estão corretas:

- a) Todas.
- b) apenas I, II e III.
- ☒ c) apenas I, II e IV.
- d) apenas I, III e IV.
- e) apenas II, III e IV.

4. (IFPE) Os óxidos de nitrogênio, importantes poluentes atmosféricos, são emitidos como resultado da combustão de qualquer substância que contenha nitrogênio e são introduzidos na atmosfera pelos motores de combustão interna, fornos, caldeiras, estufas, incineradores utilizados pelas indústrias químicas e pela indústria de explosivos. Os principais óxidos de nitrogênio são: NO (óxido nítrico); NO_2 (dióxido de nitrogênio). O NO (óxido nítrico) pode ser obtido na reação entre a prata metálica e o ácido nítrico (HNO_3), como mostra a reação abaixo, não equilibrada.



Em relação à obtenção do NO (óxido nítrico), assinale a alternativa correta.

- a) Na reação o agente oxidante é a prata.
- ☒ b) O HNO_3 é o agente oxidante.
- c) Na reação, o nitrogênio do AgNO_3 sofre oxidação.
- d) O número de oxidação do nitrogênio no HNO_3 é igual a 4+.

5. (Fuvest-SP) O cientista e escritor Oliver Sacks, em seu livro *Tio Tungstênio*, nos conta a seguinte passagem de sua infância:

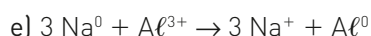
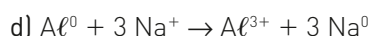
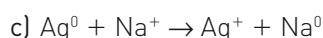
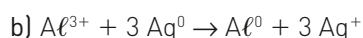
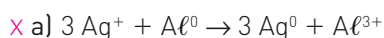
Ler sobre [Humphry] Davy e seus experimentos estimulou-me a fazer diversos outros experimentos eletroquímicos...

Devolvi o brilho às colheres de prata de minha mãe colocando-as em um prato de alumínio com uma solução morna de bicarbonato de sódio [NaHCO₃].

Pode-se compreender o experimento descrito, sabendo-se que:

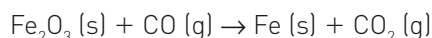
- objetos de prata, quando expostos ao ar, enegrecem devido à formação de Ag₂O e Ag₂S (compostos iônicos);
- as espécies químicas Na⁺, Al³⁺ e Ag⁺ têm, nessa ordem, tendência crescente para receber elétrons.

Assim sendo, a reação de oxirredução, responsável pela devolução do brilho às colheres, pode ser representada por:

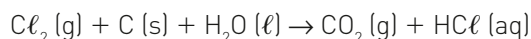


6. (Udesc) Muitas reações químicas presentes em nosso cotidiano acontecem por meio de transferência de elétrons, ou seja, são reações de oxirredução. Entre elas encontram-se:

I. Obtenção do Fe nos altos-fornos, pela redução da hematita:



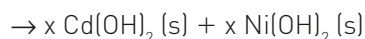
II. Eliminação do excesso de cloro da água tratada, por meio de filtros contendo carvão ativo:



Para cada uma das reações, determine:

- os coeficientes da reação.
- o agente oxidante e o agente redutor.

7. (UFPE/UFRPE) A reação total da bateria de níquel-cádmio, usada em calculadoras de bolso, é:
- $$x \text{Cd} (\text{s}) + x \text{NiO}_2 (\text{s}) + y \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$



Se $x = 26$, qual o valor de y ?

8. (UFRJ) O arseneto de gálio (GaAs) é uma substância com excepcionais propriedades semicondutoras, sendo muito utilizado em células fotoelétricas e transistores.

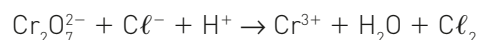
Muitos cientistas acreditam que o arseneto de gálio deverá substituir o silício na fabricação da próxima geração de *chips* de computadores ultravelozes.

Sua obtenção industrial se dá através da reação:



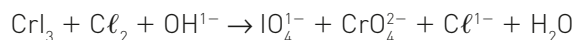
- Sabendo que o número de oxidação do gálio permanece inalterado, determine a variação do número de oxidação do arsênio na reação de produção do arseneto de gálio.
- Ajuste a equação e determine a razão entre o número de átomos de H e de As que tomam parte na reação.

9. (UEM) O cromo é um metal pesado que apresenta dois estados de oxidação bastante comuns, Cr³⁺ e Cr⁶⁺. O cromo trivalente é natural no meio ambiente e considerado um nutriente essencial à manutenção da saúde humana; entretanto, o cromo hexavalente é produzido por processos industriais e reconhecido como um potente carcinogênico. Para as indústrias que produzem o cromo hexavalente como resíduo, espera-se que, ao final de seus processos, haja uma forma de transformar esse poluente na sua forma menos tóxica. Um exemplo é a reação química (não balanceada) mostrada adiante. Sobre essas informações, assinale o que for correto.



- 01) O íon cloreto (Cl⁻) é o agente redutor da reação.
- 02) O íon dicromato é um potente agente oxidante.
- 04) O balanceamento correto da reação química apresentada fornece os produtos da reação com os coeficientes estequiométricos 2, 7 e 3, em seus menores números inteiros, respectivamente.
- 08) Na oxidação do Cr⁶⁺ a Cr³⁺ há a perda de 3 elétrons. **01, 02 e 04.**

10. (Espcex/Aman) Dada a seguinte equação iônica de oxidorredução:



Considerando o balanceamento de equações químicas por oxirredução, a soma total dos coeficientes mínimos e inteiros obtidos das espécies envolvidas e o(s) elemento(s) que sofre(m) oxidação são, respectivamente:

- 215 e cloro.
- ✗ 187, crômio e iodo.
- 73, cloro e iodo.
- 92, cloro e oxigênio.
- 53 e crômio.

Escurecimento da prata

É muito frequente acontecer de, com o tempo, os objetos de prata perderem seu aspecto brilhante, tornando-se escuros. Isso ocorre porque os átomos de prata da superfície do objeto reagem com outras substâncias (por exemplo, derivados de enxofre, presentes em vários alimentos e no próprio ar), formando uma película escura de sulfeto de prata.

Essa película pode ser removida de duas maneiras diferentes:

- uso de produtos para limpeza da prata;
- redução do cátion prata presente nessa película, colocando o objeto em contato com uma peça de alumínio, o qual reagirá com a prata, transformando-se no cátion alumínio e regenerando a prata metálica.

Isso pode ser feito colocando-se o objeto escurecido em uma panela de alumínio contendo solução de bicarbonato de sódio, NaHCO_3 , que é um meio básico e eletrolítico. Para tornar esse método mais rápido, aqueça o sistema.



Thales Trigo/Arquivo da editora

1. Considere que você decidiu utilizar um produto tipo “limpa-prata” para recuperar o brilho de uma corrente de prata que ficou escurecida com o passar dos anos. Após a limpeza, a massa da corrente será maior, menor ou igual à massa inicial?
2. Qual é a fórmula molecular da substância constituinte da película escura que recobre a prata?
3. Se colocarmos a corrente escurecida em um copo contendo água, a corrente continuará escurecida, sem brilho. Diante disso, o que se pode concluir a respeito do sal que a recobre?
4. Para recuperar o brilho da corrente de prata, podemos também colocá-la em uma panela de alumínio contendo água e bicarbonato de sódio. A utilização desse método de limpeza provoca alteração na massa da corrente? Por quê?

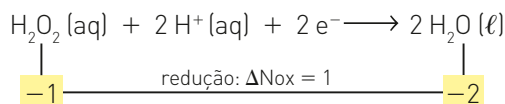
Casos particulares de oxirredução

Reações envolvendo água oxigenada (H_2O_2)

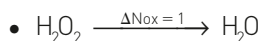
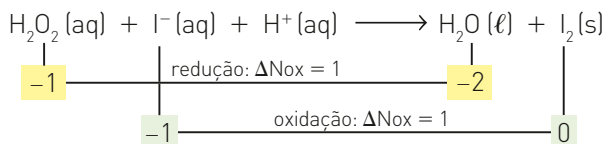
A água oxigenada (H_2O_2) pode se comportar como agente oxidante ou redutor, dependendo das reações em que participa.

H_2O_2 como agente oxidante

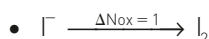
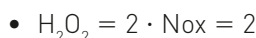
Quando a água oxigenada age como um oxidante, a sua semirreação de redução é representada por:



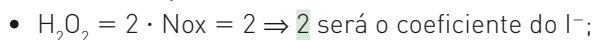
Quando adicionamos, por exemplo, uma solução de água oxigenada a uma solução contendo íons iodeto (I^-) em meio ácido, ocorre a formação de I_2 (s):



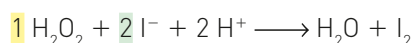
Como temos dois oxigênios em cada H_2O_2 :



Para a atribuição dos coeficientes, temos:

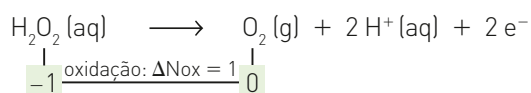


Assim, acertando os outros coeficientes, temos:



H_2O_2 como agente redutor

Quando na presença de um oxidante mais energético, a água oxigenada funciona como um redutor. Sua semirreação de oxidação pode ser representada assim:



Isso significa que cada oxigênio perde 1 elétron e, então, para a formação de cada O_2 , temos:

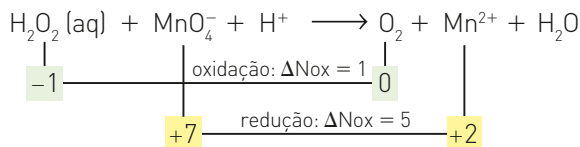


Essas reações, em que a água oxigenada funciona como redutor, são caracterizadas pela produção de O_2 . Como todo O_2 é proveniente da água oxigenada, as duas substâncias apresentam o mesmo coeficiente.

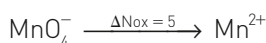
Generalizando: H_2O_2 agindo como redutor $\left\{ \begin{array}{l} \text{sempre produz } \text{O}_2 \\ x\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow x\text{O}_2 \end{array} \right.$

Um exemplo desse tipo de reação — em que a água oxigenada é redutora — ocorre quando, em meio ácido, ela decora uma solução violeta de permanganato de potássio (KMnO_4).

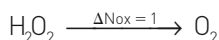
Essa reação pode ser representada por:



No balanceamento dessa reação, percebemos que todo manganês presente no MnO_4^- se reduziu, originando Mn^{2+} :



Notamos, também, que todo o O_2 é proveniente do H_2O_2 , e usaremos o ΔNox da água oxigenada para o balanceamento do O_2 :

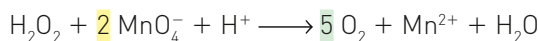


Como cada oxigênio perde 1 elétron, para originar o O_2 serão perdidos 2 elétrons.

Portanto: $\text{O}_2 = 2 \cdot \Delta\text{Nox} = 2$.

- $\text{MnO}_4^- \cdot \Delta\text{Nox} = 5 \Rightarrow 5$ será o coeficiente do O_2 ;
- $\text{O}_2 = 2 \cdot \Delta\text{Nox} = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do MnO_4^- .

Assim, temos:

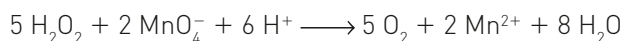


e, acertando os coeficientes:



O H_2O_2 deverá ter o mesmo coeficiente do O_2 .

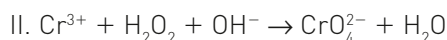
Acertando os demais coeficientes, temos:



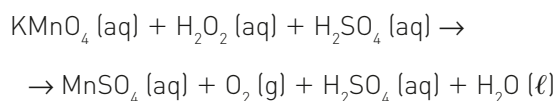
Exercícios

1. No início das transmissões radiofônicas, um pequeno aparelho permitia a recepção do sinal emitido por estações de rádio. Era o chamado rádio de galena, cuja peça central constituía-se de um cristal de galena, que é um mineral de chumbo, na forma de sulfeto, de cor preta. O sulfeto de chumbo também aparece em quadros de vários pintores famosos que usaram carbonato básico de chumbo como pigmento branco. Com o passar do tempo, este foi se transformando em sulfeto de chumbo pela ação do gás sulfídrico presente no ar, afetando a luminosidade da obra. Para devolver à pintura a luminosidade original que o artista pretendeu transmitir, ela pode ser tratada com peróxido de hidrogênio, que faz com que o sulfeto de chumbo transforme-se em sulfato, de cor branca.
 - a) Escreva em seu caderno os símbolos químicos do chumbo e do enxofre. Lembre-se de que os símbolos químicos desses elementos se originam de seus nomes latinos *plumbum* e *sulfur*.
 - b) Escreva em seu caderno a equação química que representa a transformação do sulfeto de chumbo em sulfato de chumbo pela ação do peróxido de hidrogênio.
 - c) Entre as transformações químicas citadas nesta questão, alguma delas corresponde a uma reação de oxirredução? Justifique sua resposta.

2. Faça o balanceamento das equações e indique os agentes oxidantes e redutores:



3. (PUC-RJ) O fenômeno da oxirredução ocorre em reações com transferência de elétrons. Sobre a reação do permanganato de potássio com peróxido de hidrogênio em meio ácido, representada pela equação não balanceada a seguir, uma espécie doa elétrons, e a outra recebe esses elétrons de maneira espontânea, o que pode ser verificado pela variação do número de oxidação.



Sobre essa reação, é correto afirmar que:

- a) o manganês no permanganato de potássio tem Nox 5+.
- x b) permanganato de potássio é a substância oxidante.
- c) ácido sulfúrico é o agente redutor.
- d) o oxigênio no peróxido de hidrogênio tem Nox médio 1+.
- e) peróxido de hidrogênio é a substância que sofre redução.
4. (Ufal) Peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em solução aquosa ácida (H^+ (aq)) reage com permanganato de potássio (KMnO_4). Há formação de Mn^{2+} (aq) e liberação de O_2 (g).

Informação:

O peróxido de hidrogênio contém o grupo peróxido representado por ($-\text{O}-\text{O}-$).

Análise as afirmações a seguir.

- A equação que representa essa reação é:
 $5 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2 (\text{MnO}_4)^- (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 5 \text{O}_2 (\text{g})$
- Nessa reação o permanganato de potássio age como um oxidante.
- Nessa reação o número de oxidação do manganês varia de -2 para $+2$.
- Na molécula de oxigênio produzido nessa reação o número de carga é igual a -2 .

- Nessa reação a água oxigenada (solução aquosa de H_2O_2) atua como um redutor.
V, V, F, F, V.

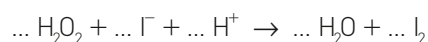
5. (UFMG)

- a) A água oxigenada, H_2O_2 , participa, como um dos reagentes, de muitas reações de oxirredução.

1) Escreva os coeficientes estequiométricos na frente de cada uma das espécies que participam das reações indicadas pelas equações químicas I e II, de modo que fiquem balanceadas.

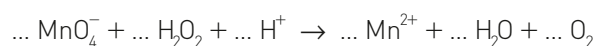
2) Indique, em cada caso, se o H_2O_2 atua como agente oxidante ou redutor.

Balanceamento da equação I:



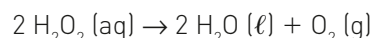
Indicação:

Balanceamento da equação II:



Indicação:

- b) A água oxigenada decompõe-se, como mostrado nesta equação:



Represente, por meio de equações balanceadas, a semirreação de oxidação e a semirreação de redução da reação de decomposição da água oxigenada, em meio ácido, envolvendo H^+ (aq).

6. (PUC-RS) Para verificar a presença de substâncias químicas usadas para mascarar o leite de má qualidade, são empregados testes de laboratório. Na análise da água oxigenada, por exemplo, são adicionadas de 2 a 3 gotas de solução de iodeto de potássio a 5 mL de leite, sob agitação. Na presença do contaminante, a solução fica amarelada, pois ocorre:

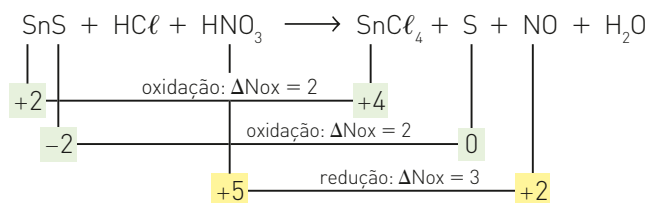
- a) formação de iodo molecular pela presença de soda cáustica.
- b) oxidação do H_2O_2 pelo iodeto de potássio.
- c) redução do iodo a iodeto pela água oxigenada.
- d) reação apresentada por $\text{I}^- \rightarrow 2 \text{I}_2$, pela ação do oxigênio dissolvido no leite.
- x e) oxidação do íon iodeto a iodo pelo peróxido de hidrogênio.

Reações com mais de uma oxidação e/ou redução

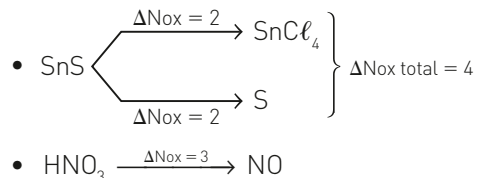
Em uma reação de oxirredução, o mais comum é que uma espécie se oxide e a outra se reduza. Porém, podem ocorrer casos com duas ou mais oxidações e apenas uma redução ou vice-versa. De qualquer maneira, para o balanceamento desse tipo de reação, o princípio é sempre o mesmo:

$$\text{n}^{\circ} \text{ de elétrons perdidos} = \text{n}^{\circ} \text{ de elétrons recebidos}$$

Veja um exemplo:



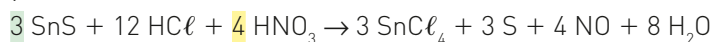
Nessa reação, ocorrem duas oxidações e, então, o total de elétrons perdidos será igual à soma dos ΔNox :



Assim, temos:

- $\text{SnS} = \Delta\text{Nox total} = 4 \Rightarrow 4$ será o coeficiente do HNO_3 ;
- $\text{HNO}_3 = \Delta\text{Nox} = 3 \Rightarrow 3$ será o coeficiente do SnS .

Na equação, acertando os outros coeficientes, temos:



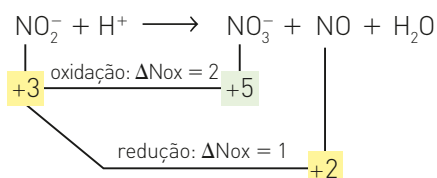
Exercício

Faça o balanceamento das equações:

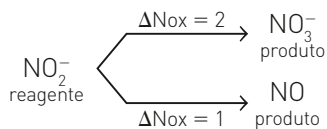
- $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Reações de auto-oxirredução ou desproporcionamento

Nesse tipo de reação, o mesmo elemento se oxida e se reduz. Observe, na reação a seguir, o elemento nitrogênio (N):



Parte do nitrogênio presente no NO_2^- se oxida, e outra parte se reduz; então, os ΔNox devem ser relacionados aos coeficientes dos produtos:



- $\text{NO}_3^- = \Delta\text{Nox} = 2 \Rightarrow 2$ será o coeficiente do NO ;
- $\text{NO}^- = \Delta\text{Nox} = 1 \Rightarrow 1$ será o coeficiente do NO_3^- .

Na equação, temos:



A partir desses coeficientes, podemos determinar o coeficiente do NO_2^- :



Agora, para determinar os coeficientes do H^+ e do H_2O , devemos lembrar que a soma das cargas dos reagentes é igual à soma das cargas dos produtos.

Assim:

Reagente	Carga individual	Carga total
2 NO ₂ ⁻	-1	-3
x H ⁺	+1	+x
		x - 3

Producto	Carga individual	Carga total
1 NO ₃ ⁻	-1	-1
2 NO	0	0
y H ₂ O	0	-1

Se a soma das cargas deve ser igual, então:

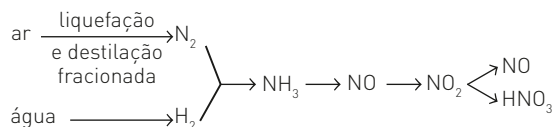
$$x - 3 = -1 \Rightarrow x = 2.$$

em que x é o coeficiente do H^+ , e a partir dele obtemos o restante da equação balanceada:



Exercícios

1. Faça o balanceamento das equações:
- a) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{BrO}_3^- + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CrI}_3 + \text{OH}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{IO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
2. (Fuvest-SP) O esquema simplificado a seguir mostra como se pode obter ácido nítrico (HNO_3) a partir de ar e água:



Nesse esquema, água, NH_3 e NO_2 sofrem, respectivamente:

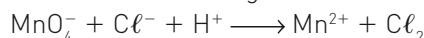
- a) redução, oxidação e desproporcionamento.
 ✗ b) eletrólise, redução e desproporcionamento.
 c) desproporcionamento, combustão e hidratação.
 d) hidratação, combustão e oxidação.
 e) redução, hidratação e combustão.

Balanceamento de reações de oxirredução pelo método íon-elétron

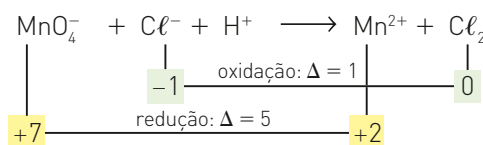
Esse método deve ser utilizado quando a reação de oxirredução não está completa.

Veja como aplicá-lo.

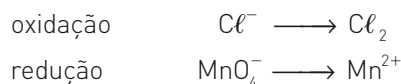
Ao misturar duas soluções aquosas de permanganato e cloreto em meio ácido, temos a produção de gás cloro e cátion manganês II:



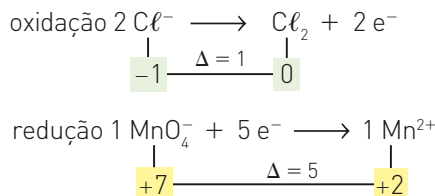
- Passo 1.** Determine os Nox das espécies que se oxidaram ou se reduziram:



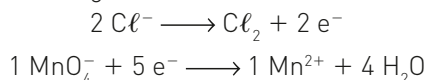
- Passo 2.** Escreva as semirreações de oxidação e redução:



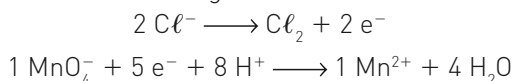
- Passo 3.** Balanceie as semirreações acertando o número de átomos e o número de elétrons:



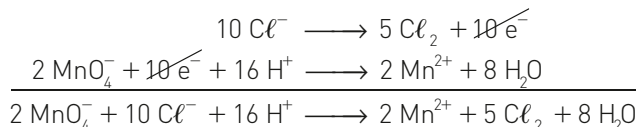
- Passo 4.** Para balancear o oxigênio, acrescente H_2O no lado da semirreação que apresenta menos oxigênio:



- Passo 5.** Para balancear o hidrogênio, acrescente H^+ no lado da semirreação que apresenta menos hidrogênio:

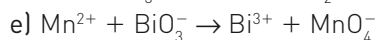
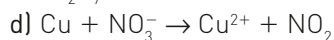
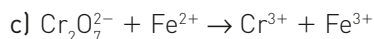
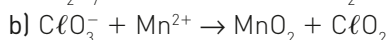
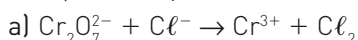


- Passo 6.** Para que o número total de elétrons perdidos seja igual ao número total de elétrons recebidos, devemos multiplicar a primeira semirreação por 5, e a segunda, por 2. Então somamos as duas para obter a reação global:



Exercício

Complete e faça o balanceamento das equações:

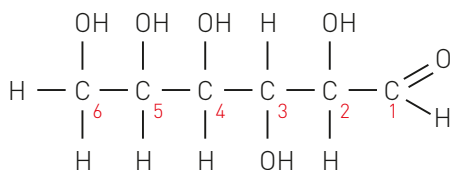


Nox em estruturas complexas e Nox médio

Em muitos compostos, átomos de um mesmo elemento são encontrados estabelecendo ligações químicas de diferentes maneiras, ou com um mesmo elemento químico ou com elementos químicos diferentes. Nesses casos, o Nox dos átomos do elemento analisado apresentará valores diferentes.

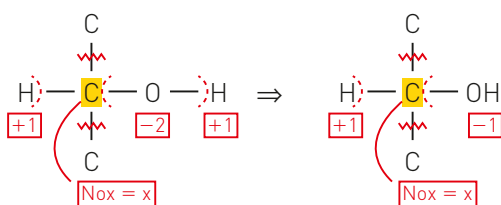
Veja alguns exemplos:

- Glicose — $C_6H_{12}O_6$



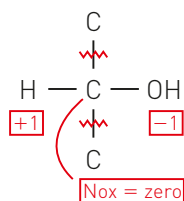
Podemos determinar o Nox de cada átomo do elemento que não apresenta valor fixo. Assim, vamos determinar na glicose os Nox dos diferentes átomos de carbono.

Pela fórmula estrutural, podemos observar que os carbonos 2, 3, 4 e 5 se apresentam ligados da mesma maneira:

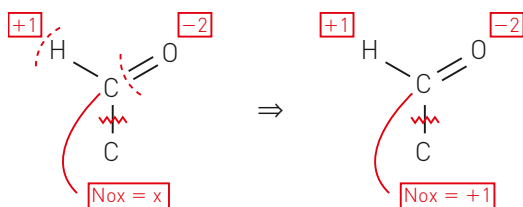


O carbono em destaque está ligado a dois outros átomos de carbono e, como eles apresentam a mesma eletronegatividade, no caso hipotético da quebra dessas ligações, nenhum ganha ou perde elétrons. Já na ligação entre **C** e **H**, como o carbono é mais eletronegativo, ele ganha 1 elétron do hidrogênio, enquanto na ligação entre **C** e **OH** ele perde 1 elétron.

Assim, considerando perdas e ganhos de elétrons derivados da quebra das ligações do carbono em estudo, verificamos que seu Nox é igual a **zero**.

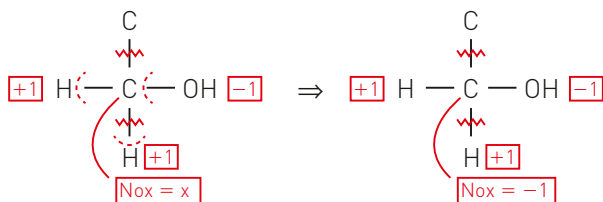


No caso do carbono 1, analisando a fórmula estrutural:



podemos perceber que ele ganha 1 elétron do átomo de hidrogênio e perde 2 elétrons para o átomo de oxigênio. Seu Nox, então, é igual a +1.

E, finalmente, o carbono 6 ganha 2 elétrons dos hidrogênios (um de cada H) e perde 1 elétron para o grupo OH. Seu Nox, então, é igual a -1 .



Assim, analisando as ligações que envolvem cada átomo de carbono na estrutura, determinamos o Nox de cada um deles. Isso só foi possível porque, nesse caso, conhecemos a fórmula estrutural da glicose. Já o **Nox médio** do carbono pode ser determinado a partir da fórmula molecular. Veja:

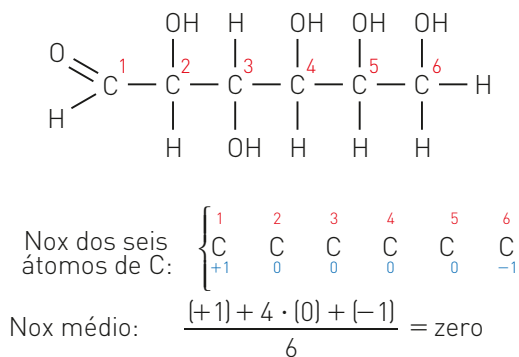
fórmula molecular

C_6	H_{12}	O_6
x	$+1$	-2
$6x$	$+12$	-12

$$\Rightarrow 6x + 12 + (-12) = 0$$

$$x = 0$$

O Nox médio do carbono na glicose também pode ser determinado pelo Nox de cada um dos carbonos, que foi obtido a partir do conhecimento da fórmula estrutural. Para isso, basta somar algebricamente o Nox de todos os carbonos e dividir o valor obtido pelo número de átomos de carbono presentes na estrutura da glicose. Vejamos:



No exemplo da magnetita (Fe_3O_4), mesmo sem conhecer sua composição e fórmula estrutural, podemos determinar o Nox médio do ferro:

- Pedra-ímã natural (magnetita) — Fe_3O_4

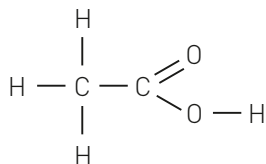
$$Fe_3O_4 \left\{ \begin{array}{l} FeO \\ Fe_2O_3 \end{array} \right. \quad \begin{array}{c} Fe_3O_4 \\ x \quad -2 \\ 3x \quad -8 \end{array} \Rightarrow 3x + (-8) = 0 \Rightarrow x = +\frac{8}{3}$$

Perceba que o Nox fracionário não indica que ocorreu perda ou ganho de “frações” de elétrons, pois esse valor se refere à média aritmética dos Nox dos três átomos de ferro presentes na estrutura.

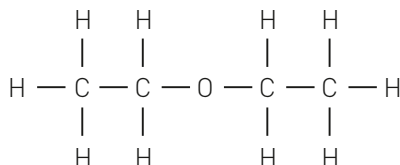
Exercícios

1. Determine, nos compostos a seguir, o Nox de cada carbono e o Nox médio do elemento carbono:

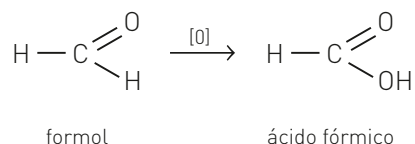
I. Vinagre (ácido acético):



II. Anestésico (éter etílico):

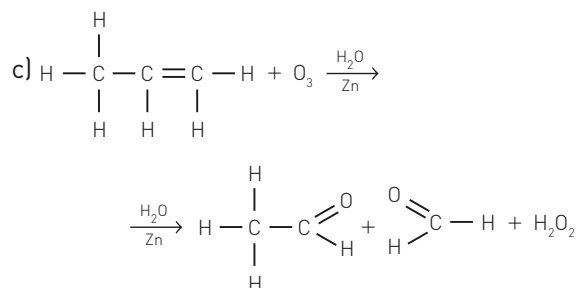
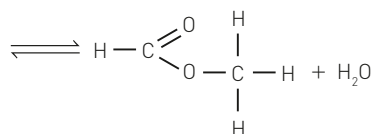
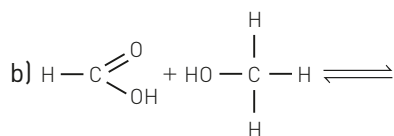
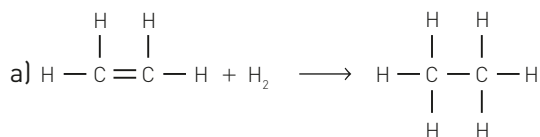


2. (Uerj) O formol, ou formalina, é uma solução aquosa de metanal, utilizada na conservação dos tecidos de animais e cadáveres humanos para estudos em Biologia e Medicina. Ele é oxidado a ácido fórmico, segundo a equação a seguir, para evitar que os tecidos animais sofram deterioração ou oxidação.



Nessa transformação, o número de oxidação do carbono sofreu uma variação de:

- a) -4 para +4. c) -2 para -1.
b) -3 para -2. x d) 0 para +2.
3. Determine o Nox de cada carbono e indique se são reações de oxirredução:



4. Determine o Nox médio do elemento chumbo no zarcão (Pb_3O_4).
5. (Fuvest-SP) O material cerâmico $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$, supercondutor a baixas temperaturas, é preparado por tratamento adequado da mistura Y_2O_3 , BaCO_3 e CuO . Nesse supercondutor, parte dos átomos de cobre tem número de oxidação igual ao do cobre no CuO ; a outra parte tem número de oxidação incomum.
- a) Dê o número de oxidação do ítrio, do bário e do cobre nos compostos usados na preparação do material cerâmico.
- b) Calcule os números de oxidação do cobre no composto $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$.
6. (Fuvest-SP) Dimetil-hidrazina e tetróxido de dinítrógeno foram usados nos foguetes do módulo que pousou na Lua nas missões Apollo. A reação, que ocorre pela simples mistura desses dois compostos, pode ser representada por:
- $$(\text{CH}_3)_2\text{N} - \text{NH}_2 (\ell) + 2 \text{N}_2\text{O}_4 (\ell) \rightarrow$$
- $$\rightarrow 3 \text{N}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{CO}_2 (\text{g})$$

- a) Entre os reagentes, identifique o oxidante e o redutor. Justifique sua resposta, considerando os números de oxidação do carbono e do nitrogênio.
- b) Cite duas características da reação apresentada que tornam adequado o uso desses reagentes.
- c) Qual a pressão parcial do gás nitrogênio quando a pressão da mistura gasosa liberada se iguala à pressão na superfície da Lua? Mostre os cálculos.

[Dados: número de oxidação do carbono na dimetil-hidrazina = -2; pressão na superfície lunar = $3 \cdot 10^{-10}$ Pa.]

Eletroquímica

O carro da imagem de abertura desta unidade é movido a hidrogênio. Esse tipo de veículo faz uso de uma tecnologia ainda pouco difundida, apesar das vantagens que propicia ao meio ambiente.

Você sabe como o hidrogênio utilizado como combustível desse tipo de automóvel foi obtido?

Mario Anzuoni/Files/Reuters/Fotoarena



NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Pilhas.
- Potencial padrão de redução.
- Espontaneidade de reação.
- Corrosão.
- Pilhas comerciais.
- Eletrólises.
- Obtenção de substâncias simples.

Pilhas

Uma das modalidades de energia de grande importância em nossa vida é a energia elétrica.

A eletroquímica é a parte da Química que estuda não só os fenômenos envolvidos na produção de corrente elétrica a partir da transferência de elétrons, ocorrida em reações de oxirredução, mas também a utilização de corrente elétrica na produção dessas reações.

Cada um desses fenômenos ocorre em um tipo de dispositivo, chamado de célula (ou cela) eletroquímica. Em relação ao seu funcionamento, essas células são classificadas em galvânicas ou eletrolíticas.

Célula galvânica: dispositivo no qual reações espontâneas de oxirredução geram uma corrente elétrica.

Pilhas e baterias são células galvânicas.

Célula eletrolítica: dispositivo no qual a energia elétrica fornecida por uma fonte externa causa reações de oxirredução não espontâneas.

Neste capítulo vamos estudar as pilhas. As células eletrolíticas serão estudadas nos capítulos 20 e 21.



// Em nossa sociedade tecnológica, seria inimaginável viver sem a energia elétrica, seja ela proveniente de uma usina hidrelétrica, térmica ou nuclear, seja de pilhas e baterias usadas em vários equipamentos.



Fotos: Thinkstock/Getty Images

Pilhas e baterias

Pilhas e baterias: dispositivos nos quais uma reação espontânea de oxirredução produz corrente elétrica.

Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



// As pilhas recebem esse nome porque o primeiro dispositivo desse tipo era formado por discos metálicos empilhados. Usualmente um conjunto de pilhas é denominado bateria.

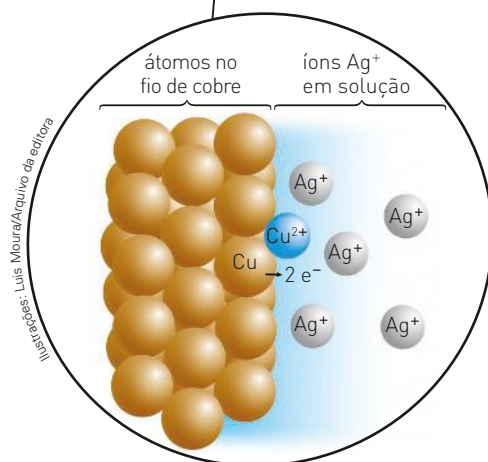
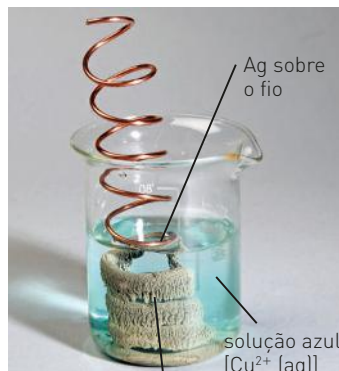
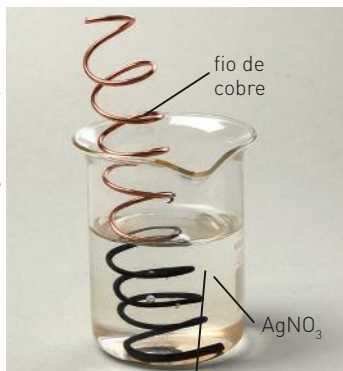


// No interior da pilha ocorre uma reação de oxirredução que libera elétrons pelo polo negativo. A passagem de elétrons pelo filamento da lâmpada torna-o incandescente.

Montagem de uma pilha

Quando introduzimos um fio de cobre (Cu) em uma solução aquosa de nitrato de prata, AgNO_3 (aq), incolor, verificamos que ocorre a formação de um depósito de prata metálica (Ag) e que a solução se torna azulada devido à presença de íons Cu^{2+} (aq).

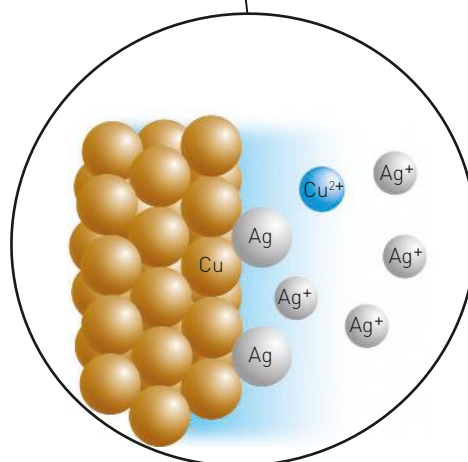
Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



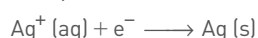
// Oxidação:



Os átomos de cobre (Cu), ao perderem elétrons, originam íons Cu^{2+} , que passam para a solução, tornando-a azulada.



// Redução:

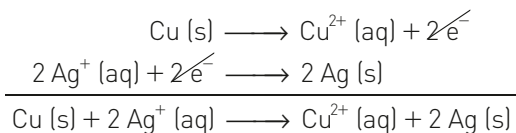


Os íons Ag^+ retiram elétrons dos átomos de cobre (Cu) e se transformam em prata metálica (Ag), que se deposita sobre o fio.



// Gravura de Gaetano Bonatti, do século XIX, representando o físico italiano Alessandro Volta. O cientista construiu o dispositivo chamado tradicionalmente de "pilha" de Volta. Em 1881, uma unidade elétrica, o volt, foi assim nomeada em sua homenagem.

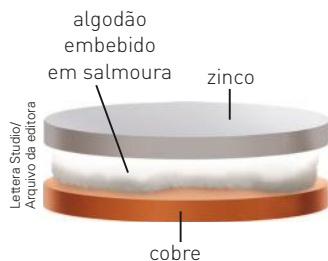
A equação global pode ser obtida pela soma das semirreações:



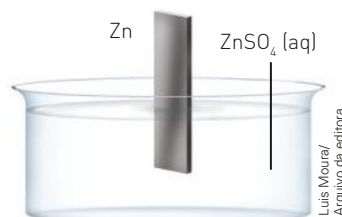
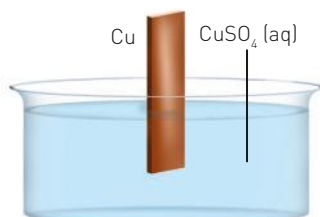
Nesse sistema, a transferência de elétrons não pode ser aproveitada para produzir corrente elétrica, que, no entanto, pode ser obtida se utilizarmos um condutor externo ligando a região onde ocorre a oxidação com a região onde ocorre a redução.

Esse procedimento foi utilizado pela primeira vez em 1800 pelo cientista italiano Alessandro Volta (1745-1827), que construiu a primeira pilha elétrica. Essa pilha era constituída por um conjunto de placas metálicas de zinco e cobre, colocadas alternadamente e separadas por algodão embebido em uma solução eletrolítica, ou seja, que conduz corrente elétrica. Cada uma das placas metálicas foi chamada de **eletrodo** (do grego: "percurso elétrico").

Essa descoberta foi aperfeiçoada em 1836 por John Frederic Daniell (1790-1845), que dividiu a cela eletrolítica de sua pilha em duas partes (duas semicelas ou semicélulas):

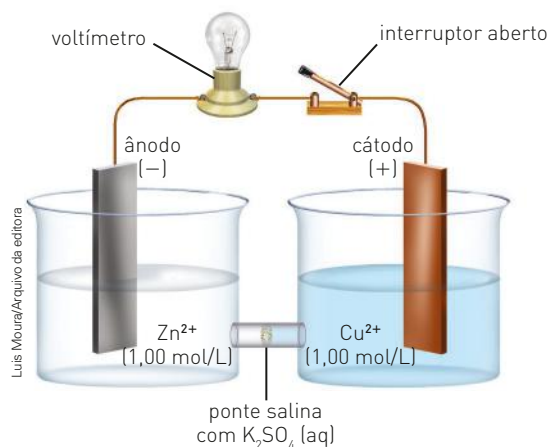


// Cada conjunto formado por um disco de zinco, algodão embebido em salmoura e um disco de cobre constitui uma célula galvânica.

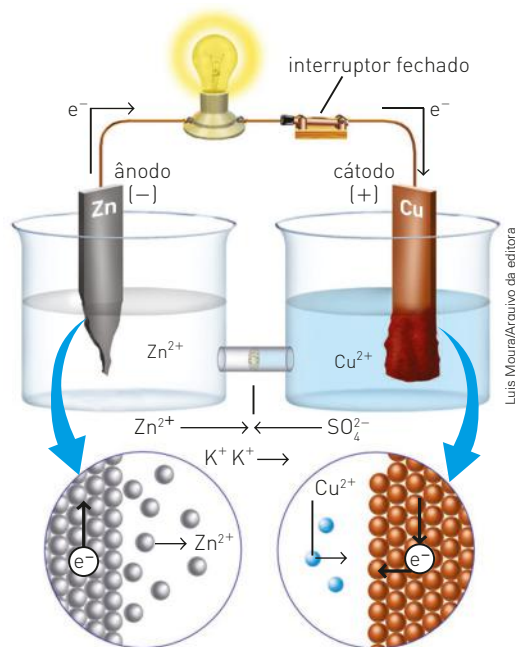


Na pilha de Daniell, os dois eletrodos metálicos são unidos externamente por um fio condutor, e as duas semicelas são unidas por uma ponte salina, contendo uma solução saturada de K_2SO_4 (aq).

Inicialmente, o sistema apresentava o aspecto da representação abaixo à esquerda. O fluxo de elétrons pelo fio condutor externo é o responsável por manter a lâmpada acesa.



Após certo tempo de funcionamento, essa pilha apresentava o aspecto representado ao lado.

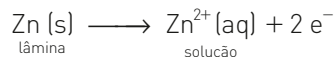


A seguir detalhamos as observações nas duas semicelas e explicamos as reações que ocorrem:

Semicela de zinco

Observação:

- corrosão do eletrodo de zinco. Esse fato pode ser explicado pela semirreação de oxidação:



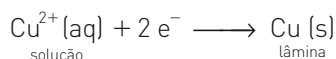
O eletrodo onde ocorre a oxidação é o ânodo.

Semicela de cobre

Observações:

- espessamento do eletrodo de cobre;
- diminuição da intensidade da cor da solução.

Esses dois fatos podem ser explicados pela semirreação de redução:



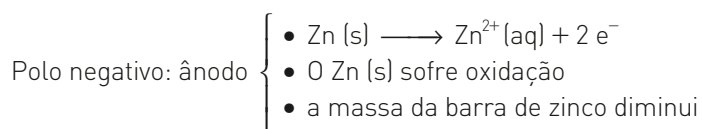
O eletrodo onde ocorre a redução é o cátodo.

Pela análise dessas duas semirreações, podemos concluir que os elétrons fluem, no **circuito externo**, do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre, ou seja, **os elétrons, por apresentarem carga negativa, migram para o eletrodo positivo (polo positivo)**, que, nesse caso, é a lâmina de cobre.

Resumindo nossas observações sobre essa pilha:

- **Semicela de zinco**

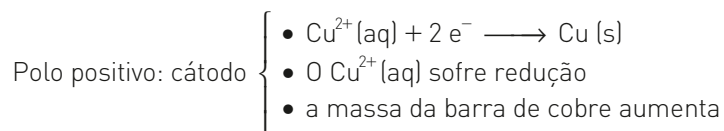
Eletrodo de zinco



A concentração de $\text{Zn}^{2+} \text{ (aq)}$ na solução aumenta.

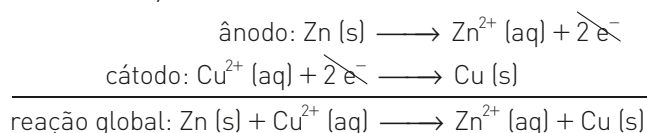
- **Semicela de cobre**

Eletrodo de cobre

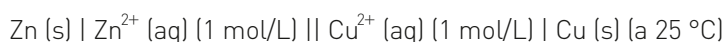


A concentração de $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$ na solução diminui.

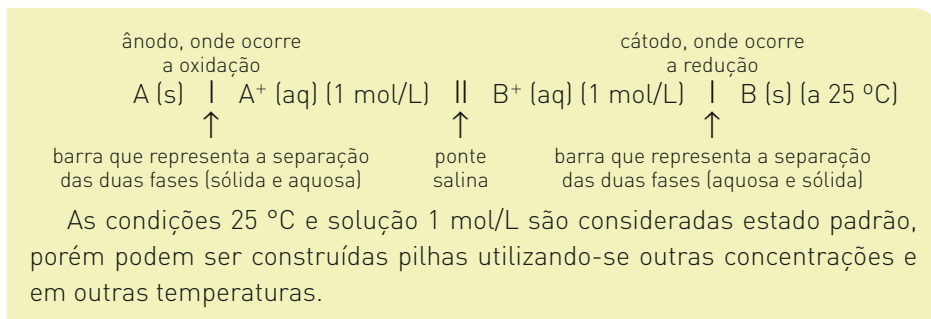
A equação global dos processos ocorridos nessa pilha pode ser obtida pela soma das duas semirreações:



A representação esquemática recomendada pela IUPAC para essa pilha é:



Genericamente representam-se pilhas semelhantes a essa da seguinte maneira:



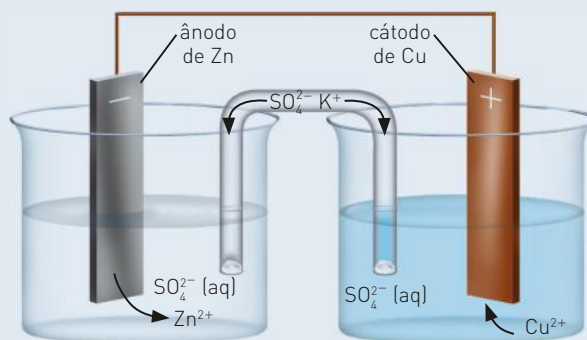
Ponte salina

A finalidade da ponte salina é manter as duas semicelas eletricamente neutras pela migração de íons (corrente iônica).

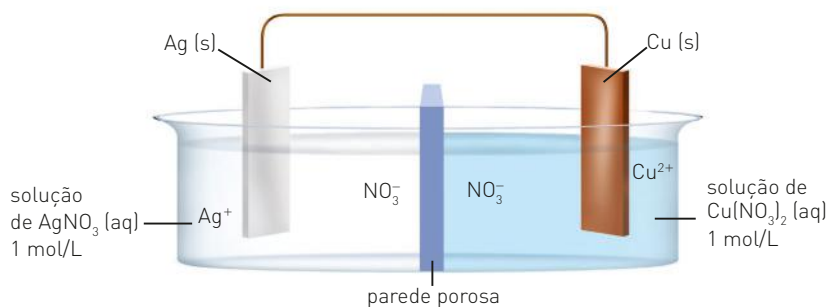
Na semicela de zinco da pilha de Daniell, por causa da oxidação do Zn, a solução passa a apresentar excesso de cargas positivas, $\text{Zn}^{2+} \text{ (aq)}$, o que é neutralizado pela migração dos íons negativos $\text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)}$, presentes na ponte salina, e de íons $\text{Zn}^{2+} \text{ (aq)}$, da solução aquosa.

Na semicela de cobre, graças à diminuição de íons $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$, a solução passa a apresentar excesso de cargas negativas $\text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)}$, o que é neutralizado pela migração de íons positivos $\text{K}^+ \text{ (aq)}$, presentes na ponte salina.

A ponte salina pode ser substituída por uma placa de porcelana porosa.



Vamos agora estudar outra pilha, que pode ser representada por:

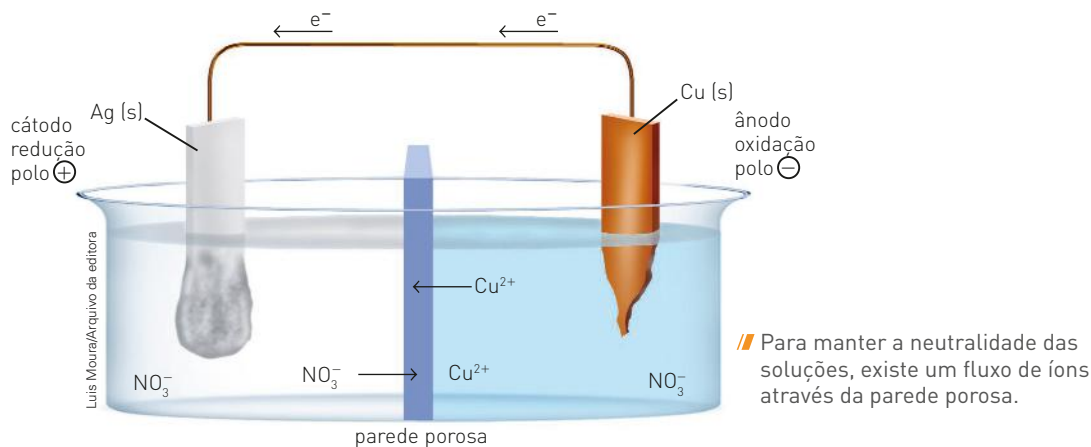


Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora

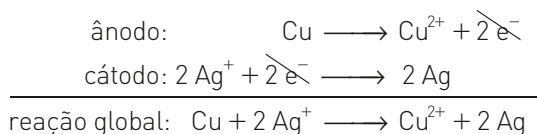
Pela representação da pilha, podemos concluir que o cobre (Cu) sofre oxidação e a prata (Ag), redução. Por isso, os elétrons devem fluir, pelo circuito externo, da lâmina de cobre para a de prata.

Oxidação ânodo (polo negativo)	$\text{Cu (s)} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^-$ <u>barra</u> <u>solução</u> diminui a massa aumenta a concentração
Redução cátodo (polo positivo)	$\text{Ag}^+ \text{ (aq)} + \text{ e}^- \longrightarrow \text{Ag (s)}$ <u>solução</u> <u>barra</u> diminui a concentração aumenta a massa

Após certo tempo, o aspecto da pilha será:



A representação da reação global da pilha é dada pela soma das semirreações, sempre considerando que o número de elétrons recebidos por uma espécie deve ser igual ao número de elétrons perdidos pela outra:

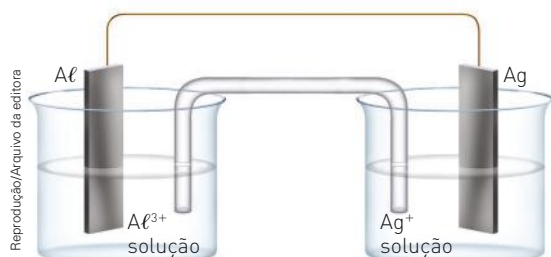


Por que uma pilha para de funcionar?

Exercício resolvido

(UFRJ) As manchas escuras que se formam sobre objetos de prata são, geralmente, películas de sulfeto de prata (Ag_2S) formadas na reação da prata com compostos que contêm enxofre e que são encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar a prata, coloca-se o objeto escurecido para ferver em uma panela de alumínio com água e detergente. O detergente retira a gordura da mancha e do alumínio, facilitando a reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, regenerando a prata, com o seu brilho característico.

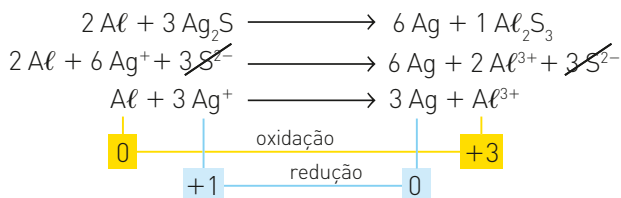
- Escreva a equação da reação de “limpeza da prata” referida no texto.
- Com base no processo de “limpeza da prata” descrito, podemos construir uma pilha de alumínio e prata, de acordo com o esquema a seguir.



Escreva a semirreação que ocorre no cátodo.

Solução

- A reação entre o alumínio da panela e o sulfeto de prata, que regenera a prata, é uma reação de oxirredução. Os íons Ag^+ se transformam em prata metálica (Ag), enquanto o alumínio metálico (Al) se transforma em íons Al^{3+} . Os íons sulfeto S^{2-} não se alteram:



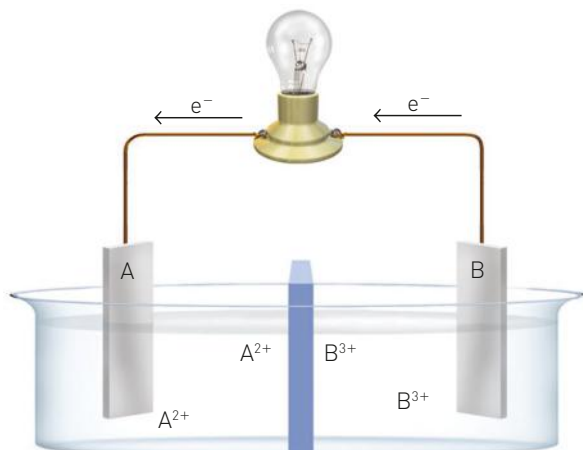
- Como já vimos, o alumínio sofre oxidação, e a prata, redução. Assim, temos:

Eletrodo de alumínio	Eletrodo de prata
Oxidação	Redução
ânodo	cátodo
polo negativo	polo positivo
$\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$

Nessa pilha, o fluxo de elétrons ocorre do eletrodo de alumínio para o de prata.

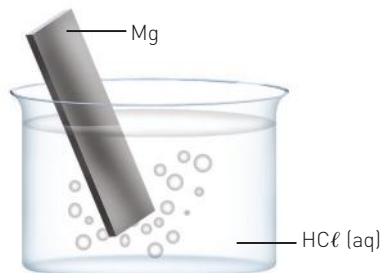
Fundamentando seus conhecimentos

Para responder às questões **1** a **15**, considere o esquema referente à pilha a seguir.

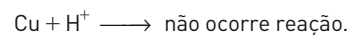
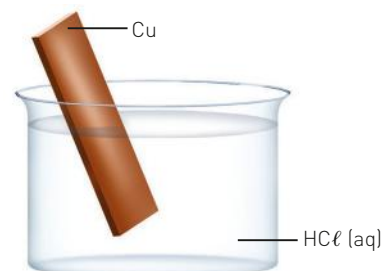


1. O eletrodo B está sofrendo uma oxidação ou uma redução?
2. O eletrodo B é denominado cátodo ou ânodo?
3. O eletrodo B é o polo positivo ou o negativo?
4. Escreva a semirreação que ocorre no eletrodo B.
5. A concentração (quantidade) de íons B^{3+} aumenta ou diminui?
6. Ocorre deposição sobre o eletrodo B ou sua corrosão?
7. O eletrodo A está sofrendo uma oxidação ou uma redução?
8. O eletrodo A é denominado cátodo ou ânodo?
9. O eletrodo A é o polo positivo ou o negativo?
10. Escreva a semirreação que ocorre no eletrodo A.
11. A concentração (quantidade) de íons A^{2+} aumenta ou diminui?
12. Ocorre deposição sobre o eletrodo A ou sua corrosão?
13. Escreva a equação que representa a reação global da pilha.
14. Qual é a notação oficial que representa a pilha?
15. A pilha é um processo espontâneo ou não espontâneo?

Observe os seguintes experimentos:



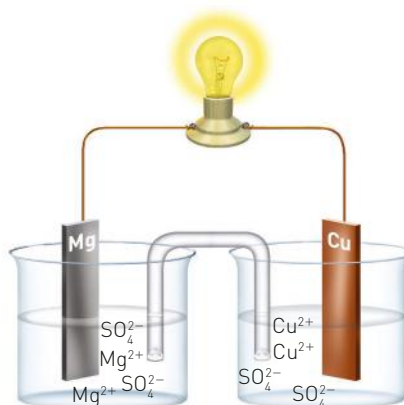
// O magnésio se oxida (perde elétrons) em presença de íons H^+ .



// O cobre não se oxida em presença de íons H^+ .

Utilizando as informações dadas e o esquema da pilha a seguir, responda às questões **16** a **20**.

16. Qual metal se oxida?
17. Qual metal se reduz?
18. Qual eletrodo é o ânodo?
19. Qual eletrodo é o cátodo?
20. Indique o sentido dos elétrons.

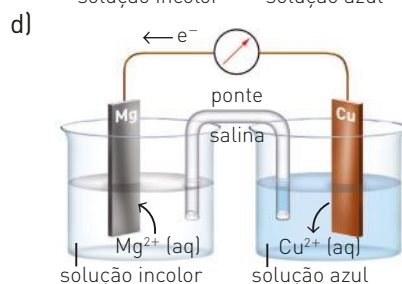
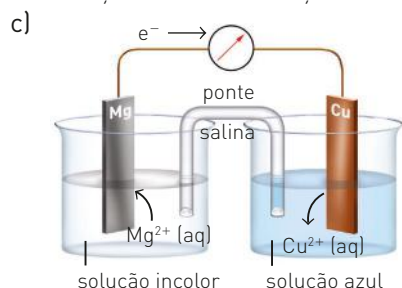
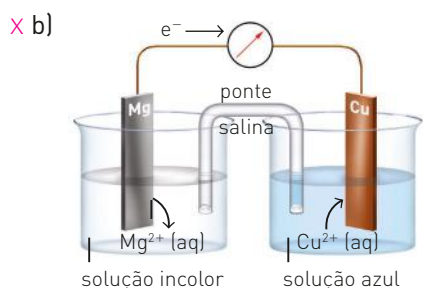
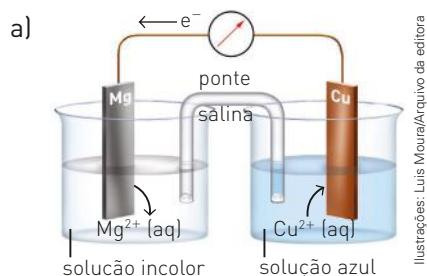


Desenvolvendo seus conhecimentos

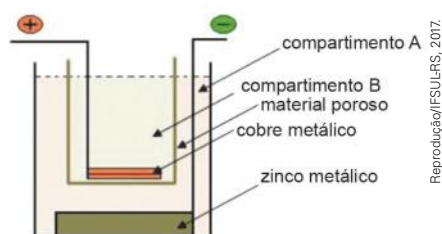
1. A reação global de uma pilha é representada pela equação:



Assinale a alternativa que representa corretamente o funcionamento dessa pilha.



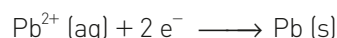
2. (Ifsul-RS) Observe o esquema a seguir, que representa uma pilha, em que ocorre a seguinte reação:



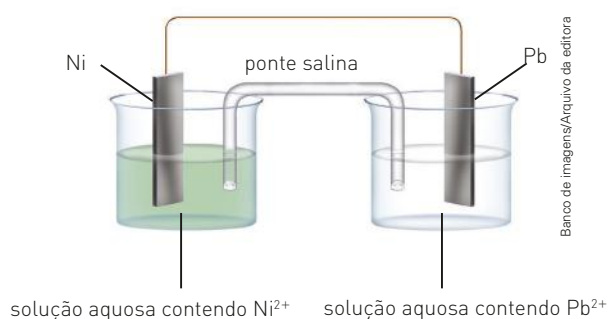
Que substância, dissolvida em água, você escolheria para colocar no compartimento B a fim de que a pilha pudesse produzir eletricidade?

- × a) CuSO_4
b) Na_2SO_4
c) H_2S
d) ZnCl_2

3. Em uma pilha constituída de níquel e chumbo ocorrem as seguintes semirreações:



Essa pilha pode ser representada por:



Na pilha, representada pela figura, em que ocorre aquela reação global:

- a) os cátions devem migrar para o eletrodo de níquel.
b) ocorre deposição de chumbo metálico sobre o eletrodo de níquel.
× c) ocorre diminuição da massa do eletrodo de níquel.
d) os elétrons migram através da ponte salina do níquel para o chumbo.
e) o eletrodo de chumbo atua como ânodo.

4. A notação abaixo representa uma pilha.

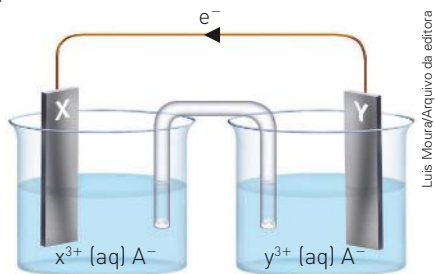


A respeito dessa pilha, julgue os itens em verdadeiro ou falso.

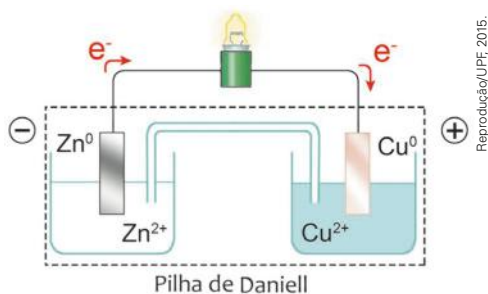
- ✓ I. O eletrodo de zinco é o ânodo.
F II. Os elétrons migram do eletrodo de prata para o eletrodo de zinco.
F III. O eletrodo de prata é o polo negativo.
✓ IV. No eletrodo de zinco ocorre oxidação.
✓ V. A solução de AgCl tem sua concentração diminuída.

A reação entre uma barra de alumínio metálico e íons Au^{3+} em solução aquosa, produzindo íons Al^{3+} e ouro metálico, pode ser utilizada para montar uma pilha. A seu respeito, responda às questões 5 e 6.

5. Escreva a equação devidamente balanceada da reação mencionada.
6. Veja abaixo um esquema que representa essa pilha.



- I. Identifique as espécies químicas representadas por X e Y.
 - II. Em qual eletrodo ocorre redução?
 - III. Qual eletrodo é o polo positivo?
 - IV. Qual eletrodo é o ânodo?
 - V. Qual das duas barras terá sua massa aumentada?
7. (UPF-RS) Na pilha de Daniell, ocorre uma reação de oxirredução espontânea, conforme representado esquematicamente na figura abaixo.



Considerando a informação apresentada, analise as afirmações a seguir.

- I. Na reação de oxirredução espontânea, representada na pilha de Daniell, a espécie que se oxida, no caso o Zn (s) , transfere elétrons para a espécie que sofre redução, os íons $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$.
- II. O Zn (s) sofre redução, transferindo elétrons para os íons $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$ que sofrem oxidação.
- III. Para que ocorra a reação de oxirredução espontânea, a tendência em receber elétrons do eletrodo de cobre deve ser maior do que o do eletrodo de zinco.
- IV. A placa de Zn (s) sofre corrosão, tendo sua massa diminuída, e sobre a placa de cobre ocorre depósito de cobre metálico.
- V. A concentração de íons $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$ aumenta, e a concentração de íons $\text{Zn}^{2+} \text{ (aq)}$ diminui em cada um dos seus respectivos compartimentos.

Está **correto** apenas o que se afirma em:

- ✗ a) I, III e IV. c) I, II e V. e) II e III.
 b) II e V. d) III, IV e V.
8. (UFPR) As pilhas são importantes produtos na sociedade de hoje. Sobre as pilhas eletroquímicas, indique a alternativa correta.
- a) No eletrodo conhecido como cátodo ocorre a semirreação de oxidação.
 - ✗ b) O polo positivo da pilha é cátodo.
 - c) Para que ocorra reação química nas pilhas é necessário fornecer energia elétrica ao circuito.
 - d) O fluxo de elétrons pela parte do circuito externo da pilha ocorre do polo positivo para o negativo.
 - e) Nas pilhas ocorre a eletrólise.

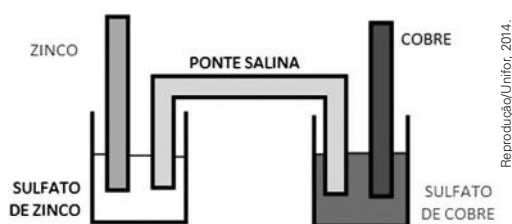
Desafiando seus conhecimentos

1. (Unifor-CE)

A pilha de Daniell é construída usando-se um eletrodo de zinco metálico, que é embebido numa solução de sulfato de zinco, e um eletrodo de cobre metálico, que é então embebido numa solução de sulfato cúprico. As duas soluções são postas em contato através de uma superfície porosa, de modo que não se misturem, mas íons possam atravessá-la. Alternativamente, uma ponte salina, que pode ser um tubo contendo em seu interior uma solução salina, tipo NaCl , fechado por ma-

terial poroso, interligando as soluções de sulfato cúprico e de zinco.

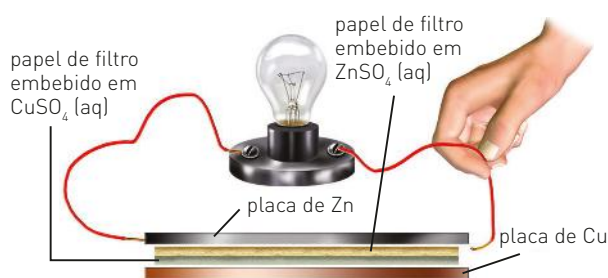
<http://www.eecis.udel.edu/~portnoi/academic/academic-files/daniellcell.html>



Na pilha de Daniell, há um processo de transferência espontânea de elétrons. No processo:

- x a) O Zn (s) sofre oxidação, perdendo elétrons sendo o agente redutor do processo, enquanto o Cu^{2+} (aq) sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- b) O Cu (s) sofre oxidação, perdendo elétrons sendo o agente redutor do processo, enquanto o Zn^{2+} (aq) sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- c) O Zn (s) sofre redução, perdendo elétrons sendo o agente redutor do processo, enquanto o Cu^{2+} (aq) sofre oxidação, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- d) O Cu (s) sofre oxidação, perdendo elétrons sendo o agente redutor do processo, enquanto o Zn^{2+} (aq) sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- e) Ambos os metais em solução sofrem redução e os sólidos metálicos sofrem oxidação.

2. (UFMG) Na figura, está representado um circuito elétrico formado por uma bateria conectada a uma lâmpada. A bateria é construída com placas de zinco e de cobre, entre as quais são dispostas soluções aquosas de sulfato de zinco e de sulfato de cobre, embebidas em papel de filtro. Considerando-se o funcionamento dessa bateria, é **incorreto** afirmar que:

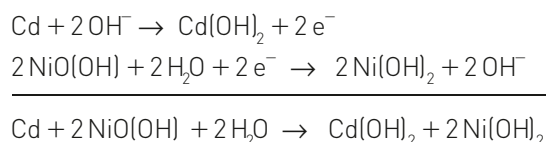


- a) durante o funcionamento da bateria, energia química é convertida em energia elétrica.
- b) durante o funcionamento da bateria, íons são transformados em átomos neutros.
- c) se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de zinco, a lâmpada não se acenderá.
- x d) se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de cobre, haverá passagem de íons Cu^{2+} pelo fio.

3. (Fepar-PR)



Uma das pilhas empregadas em aparelhos sem fio (câmeras de vídeo, barbeadores, telefones, ferramentas portáteis) é a pilha de níquel-cádmio. Essa pilha apresenta uma voltagem que se mantém constante até a descarga, demora mais tempo para se descarregar e pode ser recarregada até 4 000 vezes. A pilha de níquel-cádmio é baseada nas seguintes reações em meio alcalino (KOH):



Sobre o assunto, avalie as afirmativas.

- () No polo positivo ocorre a reação de redução do níquel.
- () O cádmio funciona como ânodo da pilha.
- () O níquel tem menor tendência de sofrer redução do que o cádmio.
- () O agente redutor da pilha é o níquel.
- () No eletrodo de cádmio há ganho de elétrons.

4. (FGV-SP)

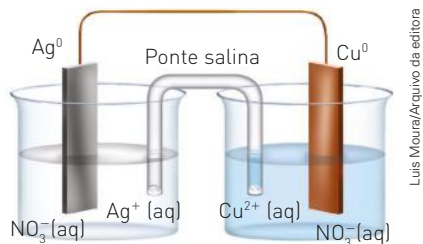
Baterias de lítio são o principal componente dos mais recentes carros elétricos ou híbridos com motor a gasolina, que já estão em testes em São Paulo.

(Revista Pesquisa Fapesp, n. 199, pág. 72. Adaptado)

Sobre o funcionamento da bateria de lítio na geração de energia elétrica, é correto afirmar que no ânodo ocorre a reação de:

- a) redução; o polo positivo é o cátodo e a sua ddp é positiva.
- b) redução; o polo negativo é o cátodo e a sua ddp é negativa.
- c) oxidação; o polo negativo é o cátodo e a sua ddp é positiva.
- d) oxidação; o polo positivo é o cátodo e a sua ddp é negativa.
- x e) oxidação; o polo positivo é o cátodo e a sua ddp é positiva.

5. Considere a seguinte pilha: $\text{Cu}^0 | \text{Cu}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}^0$.



Sabendo que o cobre cede elétrons espontaneamente aos íons Ag^+ , é correto afirmar que:

- ☒ a) a concentração de íons Ag^+ na solução diminui.
- b) a prata é o agente redutor.
- c) o íon Cu^{2+} sofre oxidação.
- d) o eletrodo negativo ou ânodo terá a sua massa aumentada.
- e) o fluxo de elétrons é: $\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Ag}^0$.

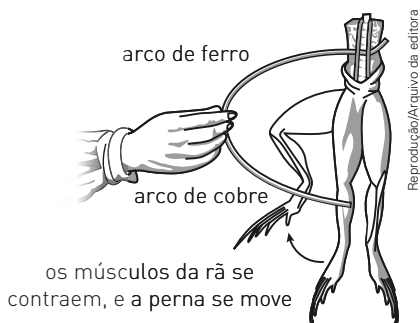
6. (Uema)

Somente quem tem restaurações dentárias sabe o infortúnio que é a sensação de tomarmos um choque ao tocar no dente obturado com um objeto metálico. Simplesmente porque forma-se uma pilha, dois metais diferentes em meio ácido. O alumínio transforma-se no polo negativo, e seus elétrons caminham através da saliva (que é levemente ácida) para a obturação, que recebe os elétrons.

Fonte: SUPERINTERESSANTE.
Nº 7, ano 13, jul. 1999. São Paulo: Abril.

Com base nesse texto, responda:

- a) por que o alumínio constitui o polo negativo da pilha?
 - b) qual a denominação dada ao polo negativo?
 - c) qual o papel assumido pela saliva nessa pilha?
 - d) qual a denominação dada à saliva?
7. (Fuvest-SP) Na década de 1780, o médico italiano Luigi Galvani realizou algumas observações, utilizando rãs recentemente dissecadas. Em um dos experimentos, Galvani tocou dois pontos da musculatura de uma rã com dois arcos de metais diferentes, que estavam em contato entre si, observando uma contração dos músculos, conforme mostra a figura a seguir.



Interpretando essa observação com os conhecimentos atuais, pode-se dizer que as pernas da rã continham soluções diluídas de sais. Pode-se, também, fazer uma analogia entre o fenômeno observado e o funcionamento de uma pilha. Considerando essas informações, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. Devido à diferença de potencial entre os dois metais, que estão em contato entre si e em contato com a solução salina da perna da rã, surge uma corrente elétrica.
- II. Nos metais, a corrente elétrica consiste em um fluxo de elétrons.
- III. Nos músculos da rã, há um fluxo de íons associado ao movimento de contração.

Está correto o que se afirma em:

- a) I, apenas.
- b) III, apenas.
- c) I e II, apenas.
- d) II e III, apenas.
- ☒ e) I, II e III.

8. (Uece) As pilhas de marca-passo precisam ser pequenas, confiáveis e duráveis, evitando algumas cirurgias para sua troca. Como não formam gases, elas podem ser hermeticamente fechadas. Sua duração é de aproximadamente 10 anos. Essas pilhas são formadas por lítio metálico e iodo (LiI). Assinale a alternativa que mostra as semirreações que ocorrem corretamente para formar o produto LiI .

- a) cátodo: $2 \text{Li}^0 \longrightarrow 2 \text{Li}^+ + 2 \text{e}^-$;
ânodo: $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{I}^-$.
- b) cátodo: $2 \text{Li}^0 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Li}^+$;
ânodo: $\text{I}_2 \longrightarrow 2 \text{I}^- + 2 \text{e}^-$.
- ☒ c) ânodo: $2 \text{Li}^0 \longrightarrow 2 \text{Li}^+ + 2 \text{e}^-$;
cátodo: $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{I}^-$.
- d) ânodo: $2 \text{Li}^0 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Li}^+$;
cátodo: $\text{I}_2 \longrightarrow 2 \text{I}^- + 2 \text{e}^-$.

9. (UFPE) Uma pilha de uso comercial é baseada na reação de óxido de prata (Ag_2O) com um ânodo de zinco, produzindo prata metálica e óxido de zinco (ZnO). Esta pilha funciona em meio alcalino, e apresenta as seguintes características:

- ☐ na reação da pilha, o Ag_2O recebe elétrons.
- ☐ o zinco atua como agente oxidante.
- ☐ a prata tem seu estado de oxidação decrescido de 2 unidades.
- ☐ para cada mol de óxido de prata consumido, também são consumidos 2 mol de zinco.
- ☐ no óxido de zinco, o estado de oxidação do zinco é +1.

V-F-F-F-F

As primeiras pilhas

Por volta de 1780, o anatomista italiano Luigi Galvani (1737-1798) observou que os músculos da coxa de rãs recém-dissecadas sofriam contrações quando em contato simultâneo com dois metais diferentes. Galvani concluiu que o fenômeno estava associado à presença de eletricidade, originária dos músculos (os metais serviam de condutores). Já o físico italiano Alessandro Volta interpretou o mesmo fato de maneira diferente. Ele julgou que a eletricidade tinha sua origem nos metais e, com base nisso, começou a realizar uma série de experimentos usando pares de diferentes metais. Os resultados desses experimentos logo comprovaram que ele tinha razão.

Em seus experimentos, Volta colocava um “condutor úmido” (solução aquosa salina) entre dois “condutores secos” (geralmente metais), ligando-os com um fio condutor. Assim, ele descobriu que se estabelece, segundo a força predominante, à direita ou à esquerda, uma corrente elétrica, uma circulação desse fluido, que cessa apenas ao se romper o circuito, e se restabelece logo, sempre que o circuito é religado.

Como podemos perceber, Volta já tinha, naquele momento, a ideia da pilha e também notado que o sentido do fluxo da corrente elétrica dependia dos metais que formavam cada par de “condutores secos”. Hoje, sabemos que o metal que libera os elétrons sofre oxidação e é aquele que tem o maior potencial de oxidação, ou seja, menor potencial de redução.

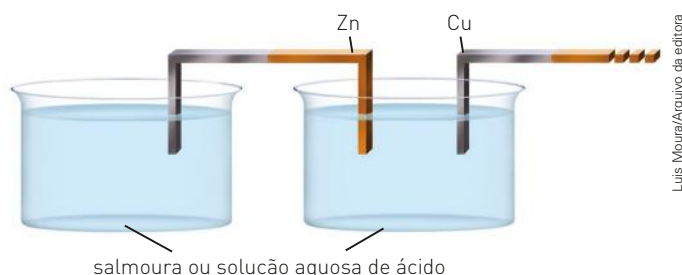
Em 1800, em uma carta ao cientista inglês Joseph Banks (1743-1820), Volta relata a construção de sua primeira pilha:

Coloco horizontalmente, sobre uma mesa ou uma base, um dos discos metálicos — de prata, por exemplo — e sobre ele disponho um segundo disco de zinco; sobre este coloco um dos discos de flanela embebido em salmoura; depois outro disco de prata, seguido imediatamente por outro de zinco, sobre o qual pouso outra vez um disco umedecido. Continuo então da mesma maneira... até formar, com vários desses estágios, uma coluna tão alta que possa ainda se sustentar a si mesma sem cair.

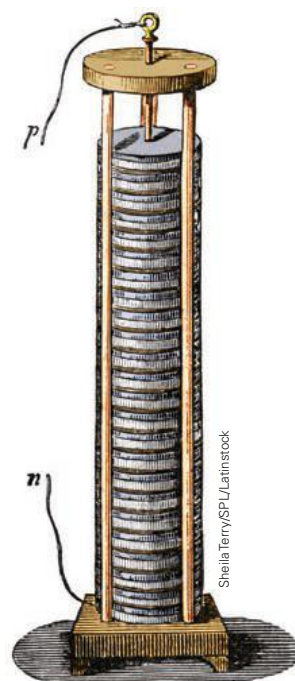
Carta lida na Sociedade Real de Londres em 26 de junho de 1800 e publicada na revista *Philosophical Transactions*, n. 90, t. II, p. 403-31, 1800.

Os discos terminais eram constituídos por metais diferentes e conectados por um fio condutor.

Volta realizou experimentos usando pares de diferentes metais e verificou que a quantidade de corrente elétrica variava em função dos metais utilizados. Além disso, foi o primeiro a utilizar soluções eletrolíticas entre os eletrodos. Ele criou um dispositivo, denominado coroa de copos, formado por vários copos contendo soluções eletrolíticas, ligados entre si por uma haste metálica cujas extremidades eram compostas de metais diferentes.



// Esquema da coroa de copos de Volta.



// Representação de um dos primeiros modelos de pilha elétrica de zinco e prata.



// Gravura da coroa de copos de Alessandro Volta (1800).

Embora Volta não compreendesse muito bem o papel do condutor líquido, ele percebeu que, quanto maior o número de “estágios” de uma mesma pilha, maior a quantidade de corrente elétrica produzida.

Galvani defendeu seu ponto de vista até o fim de sua vida, o que lhe trouxe vários dissabores. Além de suas discussões com a comunidade científica, ele sofreu muito com a morte de sua esposa e com a perda da posição de professor na Universidade de Bolonha, por ter-se recusado a jurar fidelidade ao governo invasor da Itália, de Napoleão Bonaparte. Galvani morreu na miséria.

Volta, por sua vez, indiferente aos problemas políticos, jurou fidelidade a Napoleão e, em 1801, realizou para ele uma demonstração de sua pilha na Academia de Ciências de Paris, tendo sido agraciado, em seguida, com uma medalha de ouro e com um prêmio de 2000 escudos de ouro. Em 1810, Volta foi elevado à posição de senador do reino da Itália, com o título de conde.



// Alessandro Volta demonstra sua descoberta a Napoleão. Litografia do ano 1901.

Reflita

1. Justifique por que a corrente elétrica variava em função dos metais utilizados nos discos.
2. Sobre o esquema de Alessandro Volta, responda aos itens abaixo.
 - a) Por que Volta intercalava discos umedecidos com soluções aquosas salinas entre os discos de metal?
 - b) Por que as soluções aquosas salinas são eletrolíticas?

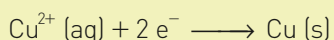
Potencial das pilhas

Potencial de redução e oxidação

Na pilha de Daniell, os eletrodos são de zinco (Zn) e de cobre (Cu). Tanto os íons Zn^{2+} (aq) como os íons Cu^{2+} (aq) têm certa tendência de receber elétrons; porém, os íons Cu^{2+} (aq) são os que sofrem redução.

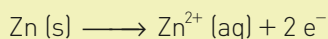
Podemos concluir, então, que a tendência do Cu^{2+} (aq) em sofrer redução é maior que a do Zn^{2+} (aq).

Assim, dizemos que os íons Cu^{2+} têm **maior potencial de redução (E_{red})**.



$$E_{\text{red}} \text{ Cu}^{2+} > E_{\text{red}} \text{ Zn}^{2+}$$

Nessa pilha, como os íons Cu^{2+} sofreram redução, o zinco sofrerá oxidação, o que nos permite concluir que ele apresenta **maior potencial de oxidação (E_{oxi})**.



$$E_{\text{oxi}} \text{ Zn} > E_{\text{oxi}} \text{ Cu}$$

Em uma pilha, a espécie que apresenta maior E_{red} sofre redução e, portanto, a outra espécie, de maior E_{oxi} , sofre oxidação.

Potencial de uma pilha

Nas pilhas, os elétrons fluem do eletrodo onde ocorre oxidação (ânodo) para o eletrodo onde ocorre redução (cátodo), através do fio externo. Se colocarmos nesse fio um aparelho denominado **voltímetro**, conseguiremos medir a **força eletromotriz (fem ou E)** da pilha.

O valor indicado pelo voltímetro, em volts (V), corresponde à força eletromotriz da pilha. Nas pilhas comuns, esse valor aparece indicado na embalagem externa da pilha.

Em Física, a equação característica de um gerador (pilha, bateria, etc.) é:

$$U = E - r \cdot i$$

em que:

- U = diferença de potencial elétrico (ddp);
- E = força eletromotriz do gerador;
- r = resistência interna do gerador;
- i = intensidade da corrente elétrica.

Em Química, tratamos as pilhas como geradores ideais, isto é, aqueles cuja resistência interna é considerada desprezível em relação ao circuito elétrico que alimentam.

Assim, para geradores ideais, a equação característica se reduz a:

$$U = E$$

ou seja, a fem da pilha é considerada igual à sua diferença de potencial ou ddp (ΔE).



Thinkstock/Getty Images

// O voltímetro é utilizado para medir a diferença de potencial entre dois pontos. Ele deve ser posicionado paralelamente ao trecho do circuito cuja tensão elétrica se quer medir. Para não interferir na medição, sua resistência interna deve ser muito maior do que as resistências do circuito.

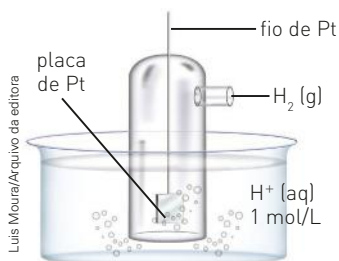
A diferença de potencial ou ddp (ΔE) de uma pilha depende das espécies químicas envolvidas, das suas concentrações e da temperatura. Por esse motivo, o ΔE é medido na chamada **condição padrão**, que corresponde a espécies com concentração 1 mol/L e possíveis gases envolvidos com pressão de **1 bar** a 25 °C. Na condição padrão, a diferença de potencial da pilha será representada por ΔE^0 .

O ΔE^0 de uma pilha corresponde à diferença entre os potenciais de redução das espécies envolvidas, e seu cálculo pode ser feito pela equação a seguir:

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 (\text{cátodo}) - E_{\text{red}}^0 (\text{ânodo})$$

Os potenciais de redução podem ser encontrados na tabela de potenciais padrão para algumas semicelas da página 302.

A força eletromotriz ou a diferença de potencial (ΔE) depende das semicelas. Não se consegue medir diretamente o potencial de redução de uma semicela, por isso tornou-se necessário estabelecer um padrão de referência. O padrão de referência escolhido arbitrariamente foi o eletrodo de hidrogênio, ao qual foi associado um $E_{\text{red}}^0 = \text{zero}$.

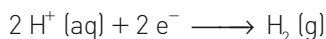


/// O eletrodo padrão de hidrogênio é usado como referência para a determinação dos potenciais de outras espécies.

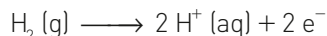
O eletrodo de hidrogênio é formado por um fio de platina (Pt) ligado a uma placa de platina em contato com o gás hidrogênio (H_2), adsorvido sobre a platina, a 1 bar de pressão e a 25 °C, imerso em uma solução ácida com $[\text{H}^+] = 1 \text{ mol/L}$.

Quando o fio de platina recebe elétrons provenientes do circuito externo, ele se comporta como cátodo, e na sua superfície os íons H^+ se transformam em H_2 (g).

A equação pode ser representada por:



Quando o eletrodo padrão de hidrogênio funciona como ânodo, o gás hidrogênio é oxidado, formando íons H^+ (aq), de acordo com a equação:



A reação global da pilha pode ser obtida igualando o número total de elétrons perdidos e o número total de elétrons recebidos. Depois disso, basta somar as semirreações.

Vamos agora construir o esquema de algumas pilhas, em que um dos eletrodos será o de hidrogênio, e assim poderemos determinar os E^0 das outras espécies.

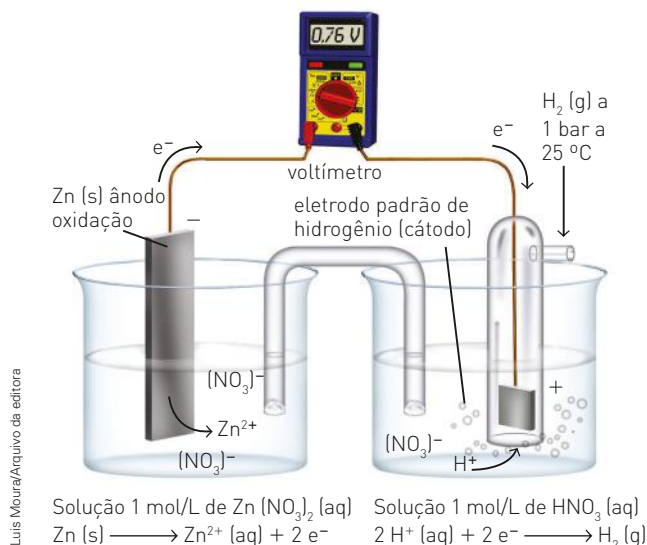
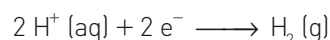
Pilha de zinco e hidrogênio

Quando um eletrodo padrão de hidrogênio é acoplado a uma semicela com eletrodo de zinco, ele funciona como cátodo, onde ocorre redução.

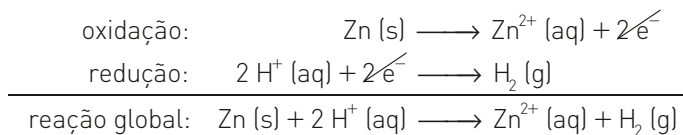
O eletrodo de zinco é o ânodo, onde ocorre oxidação. Essa semirreação pode ser representada pela equação abaixo.



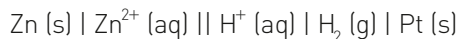
A semirreação que ocorre no eletrodo de hidrogênio é representada pela equação:



Somando as semirreações, temos:



Essa pilha pode ser representada por:



Como o hidrogênio (H^{+}) se reduziu, seu potencial de redução é maior que o do Zn; aplicando o ΔE^0 indicado pelo voltímetro, temos:

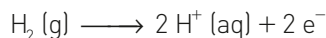
$$\begin{aligned}
 \Delta E^0 &= E_{\text{red}}^0 \text{ cátodo} - E_{\text{red}}^0 \text{ ânodo} \\
 &\quad \text{eletrodo padrão de hidrogênio} \quad \text{eletrodo de zinco} \\
 \Delta E^0 &= E_{\text{red}}^0 (\text{H}^{+} \mid \text{H}_2) - E_{\text{red}}^0 (\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}^0) \\
 0,76 \text{ V} &= 0 - E_{\text{red}}^0 (\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}^0) \\
 E_{\text{red}}^0 (\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}^0) &= -0,76 \text{ V}
 \end{aligned}$$

Pilha de cobre e hidrogênio

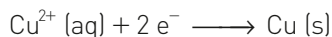
Quando o eletrodo padrão de hidrogênio é acoplado a uma semicela com eletrodo de cobre, ele funciona como ânodo, onde ocorre oxidação.

O eletrodo de cobre é o cátodo, onde ocorre a redução.

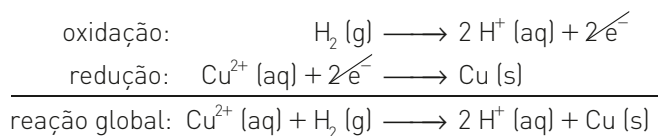
A semirreação pode ser representada pela equação:



Já a semirreação que ocorre no eletrodo de cobre é representada pela equação abaixo.



A soma das semirreações, portanto, é:



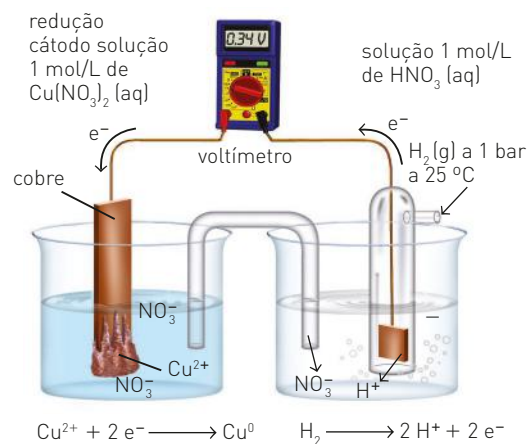
Essa pilha pode ser representada por:



Como o cobre (Cu^{2+}) se reduziu, seu potencial de redução é maior que o do H_2 ; aplicando à equação o valor de ΔE indicado pelo voltímetro, temos:

$$\begin{aligned}
 \Delta E^0 &= E_{\text{red}}^0 \text{ cátodo} - E_{\text{red}}^0 \text{ ânodo} \\
 &\quad \text{eletrodo de cobre} \quad \text{eletrodo padrão de hidrogênio} \\
 \Delta E^0 &= E_{\text{red}}^0 (\text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}^0) - E_{\text{red}}^0 (\text{H}^{+} \mid \text{H}_2) \\
 0,34 \text{ V} &= E_{\text{red}}^0 (\text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}^0) - 0 \\
 E_{\text{red}}^0 (\text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}^0) &= +0,34 \text{ V}
 \end{aligned}$$

A partir de vários experimentos semelhantes a esses, foram determinados os potenciais de redução de várias espécies químicas.



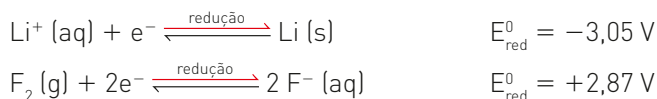
A tabela a seguir mostra esses potenciais e as semirreações de redução correspondentes.

Potenciais de redução (E_{red}^0) com solução aquosa 1 mol/L a 25 °C e 1 bar (em V)		
$\text{Li}^+ (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Li} (\text{s})$ -3,05
$\text{K}^+ (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{K} (\text{s})$ -2,95
$\text{Ba}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba} (\text{s})$ -2,91
$\text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca} (\text{s})$ -2,87
$\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Na} (\text{s})$ -2,71
$\text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mg} (\text{s})$ -2,37
$\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Al} (\text{s})$ -1,66
$\text{Ti}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ti} (\text{s})$ -1,63
$\text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn} (\text{s})$ -1,18
$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn} (\text{s})$ -0,76
$\text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr} (\text{s})$ -0,74
$\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe} (\text{s})$ -0,45
$\text{Cr}^{2+} (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr}^+ (\text{aq})$ -0,41
$\text{Cd}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cd} (\text{s})$ -0,40
$\text{PbSO}_4 (\text{s}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb} (\text{s}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$ -0,36
$\text{Co}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Co} (\text{s})$ -0,28
$\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ni} (\text{s})$ -0,26
$\text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Sn} (\text{s})$ -0,14
$\text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb} (\text{s})$ -0,13
$2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2 (\text{g})$ 0,000
$\text{Sn}^{4+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Sn}^{2+} (\text{aq})$ +0,15
$\text{SO}_4^{2-} (\text{aq}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{SO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}$ +0,15
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu}^+ (\text{aq})$ +0,15
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu} (\text{s})$ +0,34
$\text{Cu}^+ (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu} (\text{s})$ +0,52
$\text{I}_2 (\text{s}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{I}^- (\text{aq})$ +0,53
$\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$ +0,77
$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag} (\text{s})$ +0,80
$2 \text{Hg}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg}_2^{2+} (\text{aq})$ +0,80
$\text{Br}_2 (\ell) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Br}^- (\text{aq})$ +1,07
$\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{H}_2\text{O}$ +1,23
$\text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}$ +1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 14 \text{H}^+ (\text{aq}) + 6 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}$ +1,33
$\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Cl}^- (\text{aq})$ +1,36
$\text{Au}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Au} (\text{s})$ +1,40
$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) + 5 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}$ +1,51
$\text{PbO}_2 (\text{s}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{PbSO}_4 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$ +1,45
$\text{Co}^{3+} (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Co}^{2+} (\text{aq})$ +1,92
$\text{F}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{F}^- (\text{aq})$ +2,87

Fonte: GILBERT, Thomas R. et al. *Chemistry: The science in context*. 2. ed. New York: W. W. Norton & Company, Inc., 2009. p. A 26-27.

Força de oxidantes e redutores

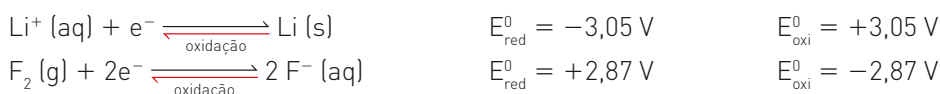
Pela análise da tabela, podemos perceber que o Li^+ (aq) apresenta o menor potencial de redução ($E^0 = -3,05 \text{ V}$) e que o F_2 (g) apresenta o maior potencial de redução ($E^0 = +2,87 \text{ V}$).



O fato de o F_2 (g) apresentar o maior potencial de redução nos permite concluir que o F_2 (g) apresenta a maior tendência em receber elétrons, isto é, se reduzir e, portanto, é o **melhor agente oxidante**.

Como a redução é um processo inverso à oxidação, quanto maior o E_{red}^0 de uma espécie, menor será sua facilidade em sofrer oxidação, ou seja, quanto maior o E_{red}^0 , menor será o E_{oxi}^0 .

O E_{oxi}^0 é numericamente igual ao E_{red}^0 , porém, com sinal contrário.



Note que o Li (s) apresenta o maior potencial de oxidação, o que nos permite concluir que o Li (s) apresenta a maior tendência em perder elétrons, isto é, se oxidar e, portanto, ele é o **melhor agente redutor**.

Cálculo da voltagem (ΔE^0) das pilhas

O cálculo da diferença de potencial de uma pilha (ΔE) pode ser feito conhecendo-se os potenciais padrão de redução.

Vamos calcular o ΔE^0 de uma pilha $\text{Zn} - \text{Cu}$, conhecendo-se os potenciais de redução.

$$\begin{array}{l} E_{\text{red}} (\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}) = +0,34 \text{ V} \\ E_{\text{red}} (\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}) = -0,76 \text{ V} \end{array}$$

Como já vimos, o ΔE^0 pode ser calculado pela expressão

$$\Delta E^0 = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$$

$$\Delta E^0 = E_{\text{espécie que se reduz}} - E_{\text{espécie que se oxida}}$$

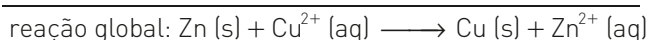
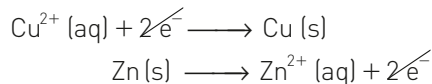
$$\Delta E^0 = E_{\text{espécie de maior potencial de redução}} - E_{\text{espécie de menor potencial de redução}}$$

$$\Delta E^0 = (+0,34 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +1,10 \text{ V}$$

As reações envolvidas nessa pilha podem ser representadas pelas seguintes equações:

semirreações

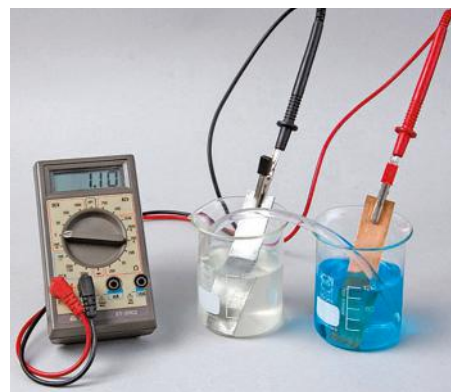


Veja outro exemplo, uma pilha de Al e Ag .

$$E_{\text{red}} (\text{Ag}^+ | \text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$$

$$E_{\text{red}} (\text{Al}^{3+} | \text{Al}) = -1,66 \text{ V}$$

Observando os potenciais, podemos perceber que a prata, por apresentar o maior potencial de redução, se reduz, e o eletrodo de **prata** será o **cátodo**.



/// Pilha de Zn e Cu.

Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

O **alumínio**, por apresentar o menor potencial de redução, se oxida e constitui o **ânodo**.

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 \text{ cátodo} - E_{\text{red}}^0 \text{ ânodo}$$

$$\Delta E^0 = (+0,80 \text{ V}) - (-1,66 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +2,46 \text{ V}$$

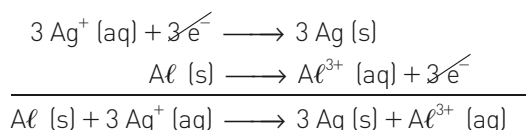
Observando os dois exemplos nos quais foram calculados os ΔE^0 das pilhas, verificamos que ambos apresentam um $\Delta E^0 > 0$, o que caracteriza a espontaneidade de uma reação.

O $\Delta E^0 > 0$ caracteriza o funcionamento espontâneo de uma pilha.

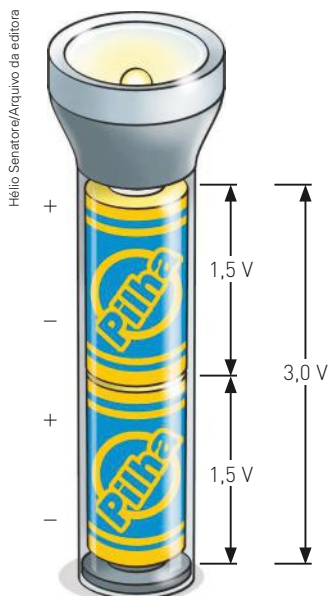
As semirreações dessa pilha podem ser representadas por:

- semirreação de redução: $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$
- semirreação de oxidação: $\text{Al} (\text{s}) \rightarrow \text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{ e}^-$

A equação global da pilha pode ser obtida pelo uso de coeficientes que igualem o número de elétrons cedidos e recebidos nas semirreações:



Note que os valores dos E^0 não dependem do número de mol das espécies envolvidas e são sempre constantes nas condições padrão para cada espécie.



// Quando pilhas são ligadas em série, a força eletromotriz total corresponde à soma de cada força eletromotriz.

Exercícios resolvidos

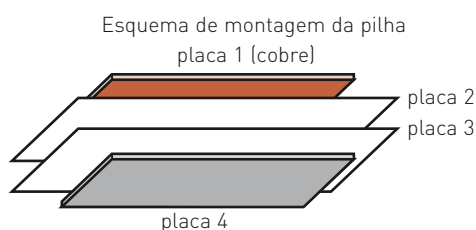
1. (UFRJ) Um experimento utilizado no estudo de eletroquímica consiste em empilhar uma placa de cobre e uma placa de zinco, e duas placas de feltro, uma embebida em solução padrão de sulfato de cobre, e outra em solução padrão de sulfato de zinco. Esse experimento tem o objetivo de produzir energia para acender uma lâmpada de baixa voltagem.

Potenciais padrão de redução:

$$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 \quad E^0 = +0,34 \text{ V}$$

$$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0 \quad E^0 = -0,76 \text{ V}$$

Com base no esquema apresentado a seguir, responda aos seguintes itens:



- Indique a sequência de montagem da pilha, identificando as placas 2, 3 e 4.
- Escreva a equação da semirreação correspondente ao eletrodo formado pela placa onde ocorre depósito metálico.
- Identifique a placa onde será conectada a extremidade do fio correspondente ao polo positivo da pilha.
- Identifique a placa de feltro contendo a solução onde ocorre aumento da concentração de íons positivos.
- Calcule a ddp da pilha.

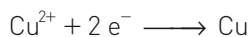
Solução

- I. As placas 1 e 4 devem ser os metais. Como a placa 1 é de cobre (Cu), a placa 4 deverá ser de zinco (Zn).

A placa 2 pode ser um feltro embebido em uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4).

A placa 3 pode ser um feltro embebido em solução de sulfato de zinco (ZnSO_4).

II. Para ocorrer uma deposição, os íons da solução devem sofrer uma redução, e isso ocorre com aqueles que apresentam maior potencial de redução. No caso, com os íons Cu^{2+} :



III. O polo (+) é o local para onde migram os elétrons, ou seja, em que ocorre a redução (cátodo). No caso, é a placa de cobre (1).

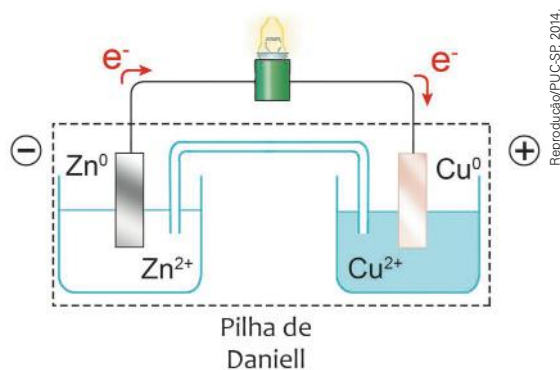
IV. Ocorre um aumento na concentração de íons na placa de feltro que está em contato com a placa do metal onde ocorre a oxidação. Como há oxidação na placa de Zn (4), a placa de feltro (3) terá sua concentração de íons Zn^{2+} aumentada.

V. A ddp pode ser calculada pela expressão:

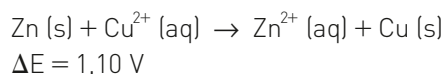
$$\begin{aligned}\Delta E &= (E_{\text{red maior}}^0) - (E_{\text{red menor}}^0) \\ \Delta E &= (+0,34) - (-0,76) \\ \Delta E &= 1,10\text{ V}\end{aligned}$$

2. (PUC-SP) Dado: todas as soluções aquosas citadas apresentam concentração $1\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ do respectivo cátion metálico.

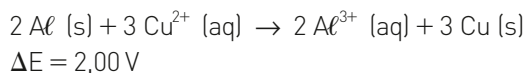
A figura a seguir apresenta esquema da pilha de Daniell:



Nessa representação o par Zn/Zn^{2+} é o ânodo da pilha, enquanto que o par Cu^{2+}/Cu é o cátodo. A reação global é representada por:



Ao substituírmos a célula contendo o par Zn/Zn^{2+} por Al/Al^{3+} , teremos a equação



Uma pilha utilizando as células Al/Al^{3+} e Zn/Zn^{2+} é melhor descrita por:

	ânodo	cátodo	ΔE (V)
a)	Zn/Zn^{2+}	Al^{3+}/Al	3,10
b)	Zn/Zn^{2+}	Al^{3+}/Al	0,90
c)	Al/Al^{3+}	Zn^{2+}/Zn	3,10
d)	Al/Al^{3+}	Zn^{2+}/Zn	1,55
e)	Al/Al^{3+}	Zn^{2+}/Zn	0,90

Solução

Cálculo de variação do potencial de redução:

$$\Delta E = E_{\text{red maior}}^0 - E_{\text{red menor}}^0$$

Como quem **sofre a redução** é o metal de **maior potencial** de redução, o cobre apresenta maior potencial de redução em ambas as pilhas.

1ª pilha:

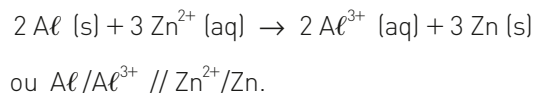
$$\begin{aligned}\text{Zn (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} &\rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Cu (s)} \\ \Delta E &= E_{\text{red cobre}}^0 - E_{\text{red zinco}}^0 \Rightarrow 1,1 = E_{\text{red cobre}}^0 - E_{\text{red zinco}}^0 \Rightarrow \\ \Rightarrow E_{\text{red zinco}}^0 &= E_{\text{red cobre}}^0 - 1,1\end{aligned}$$

2ª pilha:

$$\begin{aligned}2\text{Al (s)} + 3\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} &\rightarrow 3\text{Cu (s)} + 2\text{Al}^{3+} \text{ (aq)} \\ \Delta E &= E_{\text{red cobre}}^0 - E_{\text{red alumínio}}^0 \Rightarrow 2,0 = E_{\text{red cobre}}^0 - E_{\text{red alumínio}}^0 \Rightarrow \\ \Rightarrow E_{\text{red alumínio}}^0 &= E_{\text{red cobre}}^0 - 2,0\end{aligned}$$

Comparando os potenciais de redução do zinco e do alumínio para um mesmo potencial de redução do cobre, temos que $E_{\text{red zinco}}^0 > E_{\text{red alumínio}}^0$.

Portanto,



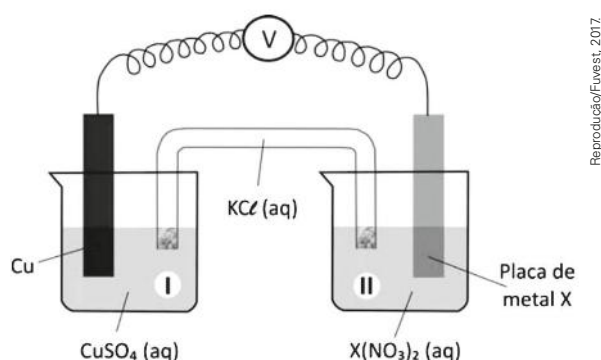
$$\begin{aligned}\Delta E &= E_{\text{red zinco}}^0 - E_{\text{red alumínio}}^0 \Rightarrow \\ \Rightarrow \Delta E &= E_{\text{red cobre}}^0 - 1,1 - (E_{\text{red cobre}}^0 - 2,0) \Rightarrow \\ \Rightarrow \Delta E &= E_{\text{red cobre}}^0 - E_{\text{red cobre}}^0 - 1,1 + 2,0 \Rightarrow \Delta E = +0,9\text{ V}\end{aligned}$$

3. (Fuvest-SP) Um estudante realizou um experimento para avaliar a reatividade dos metais Pb, Zn e Fe. Para isso, mergulhou, em separado, uma pequena placa de cada um desses metais em cada uma das soluções aquosas dos nitratos de

chumbo, de zinco e de ferro. Com suas observações, elaborou a seguinte tabela, em que (sim) significa formação de sólido sobre a placa e (não) significa nenhuma evidência dessa formação:

Solução	Metal		
	Pb	Zn	Fe
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ (aq)}$	(não)	(sim)	(sim)
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \text{ (aq)}$	(não)	(não)	(não)
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \text{ (aq)}$	(não)	(sim)	(não)

A seguir, montou três diferentes pilhas galvânicas, conforme esquematizado.



Nessas três montagens, o conteúdo do béquer I era uma solução aquosa de CuSO_4 de mesma concentração, e essa solução era renovada na construção de cada pilha. O eletrodo onde ocorria a redução (ganho de elétrons) era o formado pela placa de cobre mergulhada em $\text{CuSO}_4 \text{ (aq)}$. Em cada uma das três pilhas, o estudante utilizou, no béquer II, uma placa de um dos metais X (Pb, Zn ou Fe) mergulhada na solução aquosa de seu respectivo nitrato.

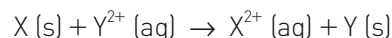
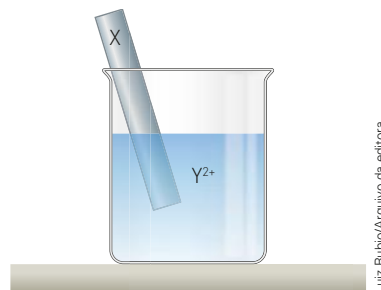
O estudante mediu a força eletromotriz das pilhas, obtendo os valores: 0,44 V, 0,75 V e 1,07 V.

A atribuição correta desses valores de força eletromotriz a cada uma das pilhas, de acordo com a reatividade dos metais testados, deve ser:

	Metal X		
	Pb	Zn	Fe
a)	0,44	1,07	0,75
b)	0,44	0,75	1,07
c)	0,75	0,44	1,07
d)	0,75	1,07	0,44
e)	1,07	0,44	0,75

Solução

A partir das informações fornecidas podemos montar o seguinte esquema genérico para a resolução da questão:



A reação entre a barra de X (s) e os íons $\text{Y}^{2+} \text{ (aq)}$ ocorre se $E_{\text{Y}^{2+}}^{\text{red}} > E_{\text{X}^{2+}}^{\text{red}}$.

Logo, pela análise da tabela, pode-se concluir que: $E_{\text{Pb}^{2+}}^{\text{red}} > E_{\text{Fe}^{2+}}^{\text{red}} > E_{\text{Zn}^{2+}}^{\text{red}}$.

Para as pilhas propostas, o eletrodo de cobre será sempre o cátodo (redução). Assim:

$$\Delta E = E_{\text{cátodo}}^{\text{red}} - E_{\text{ânodo}}^{\text{red}} = E_{\text{Cu}^{2+}}^{\text{red}} - E_{\text{Y}^{2+}}^{\text{red}}$$

Quanto maior o $E_{\text{Y}^{2+}}^{\text{red}}$, menor será o ΔE .

Portanto, podemos atribuir $\Delta E = 0,44 \text{ V}$ para a pilha com Pb, $\Delta E = 0,75 \text{ V}$ para a pilha com Fe e $\Delta E = 1,07$ para a pilha com Zn.

Outra maneira mais direta para resolver esta questão é, simplesmente, analisar a tabela.

Solução	Metal		
	Pb	Zn	Fe
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ (aq)}$	(não)	(sim)	(sim)
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \text{ (aq)}$	(não)	(não)	(não)
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \text{ (aq)}$	(não)	(sim)	(não)

- Os metais Zn e Fe, ao serem mergulhados na solução de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, reagiram. Logo, podemos concluir que eles apresentam um potencial de oxidação maior que o Pb.
- Ao mergulharmos o Pb e o Fe na solução de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, não ocorreu reação. Logo, podemos concluir que o Zn apresenta um potencial de oxidação maior que o Fe.

Assim, temos:

$$E_{\text{oxi}} \text{ Zn} > E_{\text{oxi}} \text{ Fe} > E_{\text{oxi}} \text{ Pb ou}$$

$$E_{\text{red}} \text{ Zn} < E_{\text{red}} \text{ Fe} < E_{\text{red}} \text{ Pb}$$

Fundamentando seus conhecimentos

Conhecendo os potenciais



responda às questões 1 a 7.

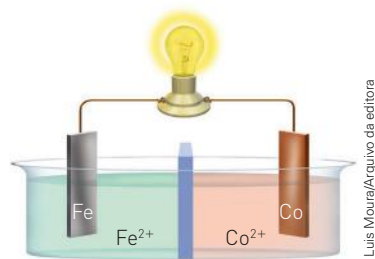
- Os potenciais indicados são de oxidação ou de redução?
- Dê os valores dos potenciais:

$$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \quad E = ?$$

$$\text{Co} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \quad E = ?$$
- Qual das espécies — Fe, Fe^{2+} , Co e Co^{2+} — apresenta maior tendência em perder elétrons, ou seja, tem maior potencial de oxidação?
- Qual das espécies — Fe, Fe^{2+} , Co e Co^{2+} — apresenta maior tendência em ganhar elétrons, ou seja, tem maior potencial de redução?
- Sabendo que a espécie que perde elétrons com maior facilidade apresenta maior potencial de oxidação, podemos afirmar que ela é o melhor

agente oxidante ou o melhor agente redutor? Indique qual é essa espécie.

- A espécie que ganha elétrons com maior facilidade (isto é, que tem maior potencial de redução) é o melhor agente oxidante ou o melhor redutor?
- Considere o esquema da pilha abaixo e responda aos itens a seguir.
 - Indique o sentido dos elétrons.
 - Indique os polos positivo e negativo.
 - Qual eletrodo é o cátodo?
 - Qual eletrodo é o ânodo?
 - Escreva em seu caderno as semirreações.
 - Escreva em seu caderno a reação global.
 - Calcule a força eletromotriz dessa pilha.



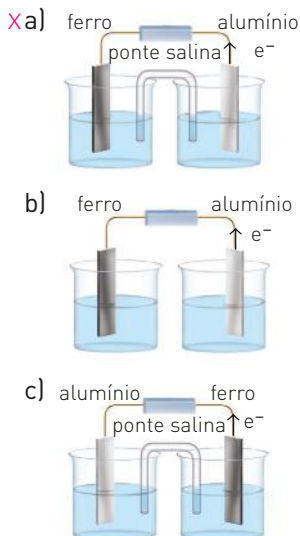
Luis Moura/Arquivo da editora

Desenvolvendo seus conhecimentos

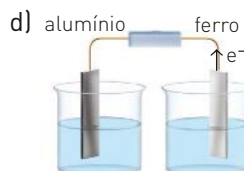
- (PUC-MG) Uma pilha foi elaborada a partir das associações:



Qual das montagens a seguir representa corretamente a pilha funcionando?

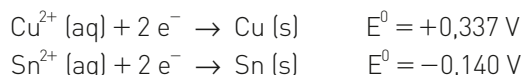


Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora



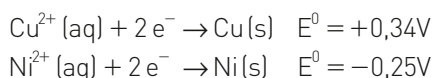
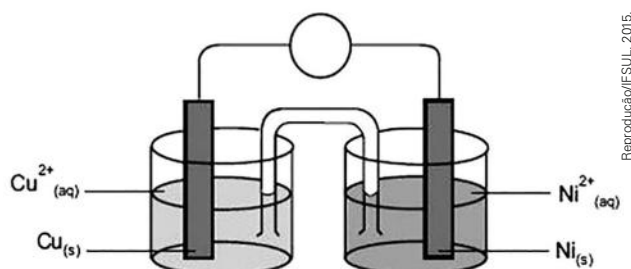
- (PUC-MG) Uma pilha é realizada, nas condições padrões, a partir dos pares redox Cu^{2+}/Cu ($E^0 = 0,34 \text{ V}$) e Cu^+/Cu ($E^0 = 0,52 \text{ V}$). Sua força eletromotriz (fem) é:
 - 0,16 V.
 - 0,18 V.
 - 0,70 V.
 - 0,86 V.
- (UEG-GO) Uma solução de $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ é colocada em uma proveta com uma lâmina de cobre metálico. Outra solução de $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de SnSO_4 é colocada em uma segunda proveta com uma lâmina de estanho metálico. Os dois eletrodos metálicos são conectados por fios a um voltímetro, enquanto as duas provetas são conectadas por uma ponte salina.

Considerando os potenciais padrão de redução listados a seguir, responda ao que se pede.



- Dê o potencial registrado no voltímetro, justificando sua resposta.
- Escreva em seu caderno a equação que representa o processo que ocorre nesse sistema e, em seguida, aponte o eletrodo que ganhará e aquele que perderá massa no decorrer da reação.

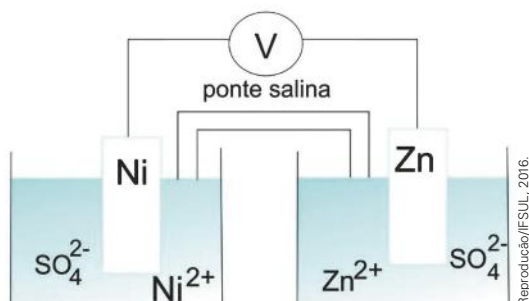
4. (Ifsul-RS) Considere a célula eletroquímica a seguir e os potenciais de redução das semirreações:



Qual é a ddp da pilha?

- 0,59 V.
- 0,34 V.
- 0,25 V.
- 0,19 V.

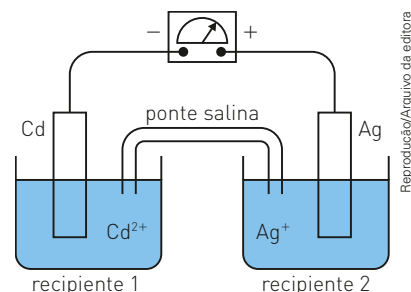
5. (Ifsul-RS) Pilhas são dispositivos que transformam energia química em energia elétrica por meio de um sistema montado para aproveitar o fluxo de elétrons provenientes de uma reação química de oxirredução, conforme mostra o seguinte exemplo.



Considerando que os Potenciais de redução do Níquel e do Zinco são, respectivamente, $-0,25\text{ V}$ e $-0,76\text{ V}$ é correto afirmar que

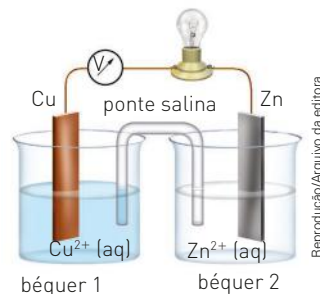
- o níquel é oxidado e o zinco é reduzido.
- o zinco é o ânodo e o níquel é o cátodo.
- o níquel é o agente redutor e o zinco é o agente oxidante.
- o níquel e o zinco geram uma força eletromotriz de $-1,10\text{ V}$ nesta pilha.

6. (Unifesp) A figura representa uma pilha formada com os metais Cd e Ag, mergulhados nas soluções de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ e $\text{AgNO}_3(\text{aq})$, respectivamente. A ponte salina contém solução de $\text{KNO}_3(\text{aq})$.



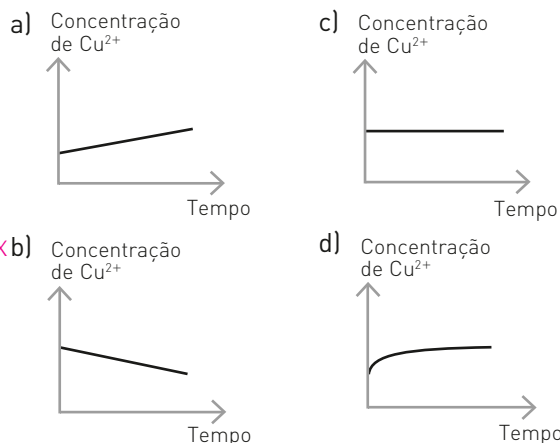
- Sabendo que a diferença de potencial da pilha, nas condições padrão, é igual a $+1,20\text{ V}$ e que o potencial padrão de redução do cádmio é igual a $-0,40\text{ V}$, calcule o potencial padrão de redução da prata. Apresente seus cálculos.
- Para qual recipiente ocorre migração dos íons K^{+} e NO_3^{-} da ponte salina? Justifique sua resposta.

7. (PUC-MG) Indique a alternativa que representa qualitativamente a evolução da concentração de Cu^{2+} , no béquer 1, nos minutos iniciais de funcionamento dessa pilha.



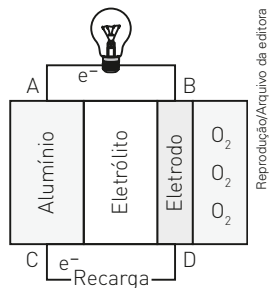
Potenciais padrão de redução, em solução a 298 K

Zn^{2+}/Zn	Cu^{2+}/Cu
$-0,76\text{ V}$	$+0,34\text{ V}$



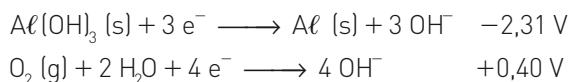
Ilustrações: Reprodução/Arquivo da editora

8. (UFRJ) O alumínio é o metal com maior índice de reciclagem de lixo urbano, e o Brasil é o campeão mundial de reciclagem de alumínio, recuperando mais de 96% das latas descartadas. Uma das aplicações mais interessantes para o alumínio é sua utilização em pilhas alumínio-oxigênio. Essas pilhas são muito compactas e têm grande capacidade de gerar energia, embora apresentem baixa eficiência de recarga. Uma pilha alumínio-oxigênio é representada a seguir.

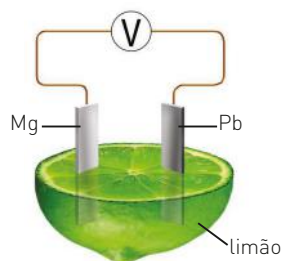


Reprodução/Arquivo da editora

Considere as semirreações de redução dadas a seguir:

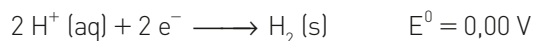


- a) Escreva a equação e calcule a força eletromotriz da pilha alumínio-oxigênio.
- b) Indique o sentido do fluxo de elétrons durante a recarga da pilha. Justifique sua resposta.
9. (UFPR) Considere a seguinte célula galvânica.



Reprodução/Arquivo da editora

Dados:



Sobre essa célula, indique a alternativa **incorreta**.

- x a) A placa de magnésio é o polo positivo.
- b) O suco de limão é a solução eletrolítica.
- c) Os elétrons fluem da placa de magnésio para a placa de chumbo através do circuito externo.
- d) A barra de chumbo é o cátodo.
- e) No ânodo ocorre uma semirreação de oxidação.

10. (UPE) Analise a figura a seguir:



Reprodução/UPE, 2014.



(Disponível em: http://diariodebiologia.com.files/2010/12/papel_aluminio.jpg)

Considerando-se que a mulher possuía dentes obturados com amálgama (liga de prata, mercúrio, cobre e estanho), são feitas algumas afirmativas sobre o processo ocorrido.

- I. Formou-se uma pilha ao se encostar o alumínio no amálgama da obturação, na presença de saliva.
- II. A saliva é uma solução ácida e está em contato com o alumínio e a liga metálica da obturação.
- III. O alumínio funciona como ânodo da pilha formada, perdendo elétrons, enquanto o amálgama é o cátodo da pilha.
- IV. O processo gera uma corrente elétrica, que é conduzida ao cérebro a partir das terminações nervosas do dente.

Dados:

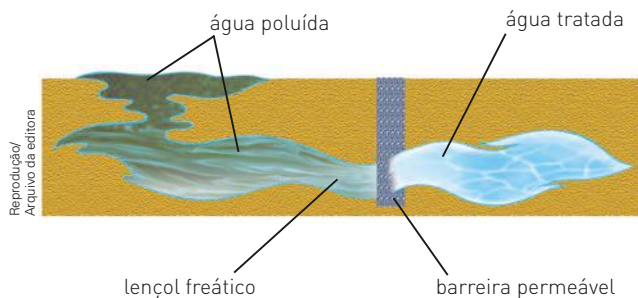
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	$E^0 = -1,66 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	$E^0 = +0,34 \text{ V}$
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	$E^0 = +0,80 \text{ V}$
$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	$E^0 = +0,85 \text{ V}$
$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	$E^0 = -0,14 \text{ V}$

Quais das afirmativas podem ser utilizadas para se construir uma explicação cientificamente **CORRETA** para o choque sentido ao morder o papel-alumínio?

- a) I, III e IV, apenas.
- b) I e IV, apenas.
- c) II e IV, apenas.
- d) I, II e IV, apenas.

Xe) I, II, III e IV.

- 11.(UFPR) Águas contaminadas podem infiltrar-se na terra e chegar até os lençóis freáticos, contaminando-os. O aproveitamento dessas águas subterrâneas exige a aplicação de processos de descontaminação. Um desses processos consiste em construir uma barreira permeável (figura abaixo) que contém ferro metálico granulado. Quando a água flui através da barreira, o ferro reage com alguns poluentes, sobretudo com compostos orgânicos halogenados.



Considere como exemplo a contaminação da água com o tetracloreto de carbono. As equações I e II, a seguir, representam as transformações químicas que ocorrem com o tetracloreto de carbono sob a ação do ferro metálico.

- I. $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ $E^0 = 0,44 \text{ V}$
- II. $\text{CCl}_4 + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{CHCl}_3 + \text{Cl}^-$ $E^0 = 0,67 \text{ V}$

O clorofórmio produzido não é degradado pelo ferro metálico, mas é mais facilmente biodegra-

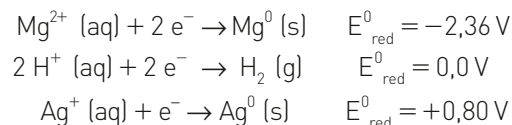
do em comparação com o tetracloreto de carbono. Os íons de ferro produzidos e presentes na água tratada são eliminados por processos posteriores.

Eletronegatividades: C = 2,5; H = 2,1; Cl = 3,0. Com base nas informações acima, é correto afirmar:

- I. A equação II representa a reação de oxidação.
- II. Com base nas equações I e II, a reação de oxirredução total é representada pela equação:
$$\text{CCl}_4 + \text{H}^+ + \text{Fe} \rightarrow \text{CHCl}_3 + \text{Cl}^- + \text{Fe}^{2+}$$
$$E^0 = 1,11 \text{ V}$$
- III. O agente oxidante é o tetracloreto de carbono.
- IV. O estado de oxidação do carbono, no tetracloreto de carbono, é -4.
- V. Durante a reação o hidrogênio é reduzido.
- VI. O fato de as eletronegatividades do carbono e do cloro serem diferentes permite concluir que a molécula de CCl_4 é polar.

- 12.(UEM-PR) Considere uma pilha montada com duas barras metálicas, uma de magnésio e outra de prata, que são conectadas por um fio condutor e mergulhadas em um béquer contendo uma solução aquosa ácida com concentração de H^+ igual a 1,0 mol/litro, a 25 °C e 1 atm, e assinale o que for correto.

Dados:



- 01) A reação global na pilha é a seguinte:
 $2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Mg}^0 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}^0 (\text{s}) + \text{Mg}^{2+} (\text{aq})$
- 02) O fluxo de elétrons é proveniente do eletrodo de magnésio.
- 04) Na barra de prata, ocorre a seguinte semirreação: $2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag}^0 (\text{s})$
- 08) Na barra de magnésio, ocorre a seguinte semirreação: $\text{Mg}^{2+} (\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^0 (\text{s})$
- 16) Se a barra de prata for substituída por uma barra de grafite, a pilha funcionará sem alteração alguma da força eletromotriz. **02 e 16.**

13. (Enem)

Texto I

AQUINO NETO, S. Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula e combustível etanol/O₂. Disponível em: www.teses.usp.br. Acesso em: 23 jun. 2015 (adaptado).

Texto II

SCOTT, K.; YU, E. H. Microbial electrochemical and fuel cells: fundamentals and applications. *Woodhead Publishing Series in Energy*. n. 88, 2016 (adaptado).

a) 3 c) 6 e) 15
b) 4 d) 9

Desafiando seus conhecimentos

- Fontes: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Reprodução/ULBRA. 2015.

As reações (ou semirreações) de oxidação e redução são:

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ Semirreação de oxidação no ânodo (polo -) $E^0 = -0,76\text{ V}$

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ Semirreação de redução no cátodo (polo +) $E^0 = +0,34\text{ V}$

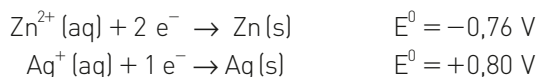
O potencial padrão da pilha de Daniell, a partir das informações anteriores, é:

- ☒ a) +1,10 V.
- ☐ b) -1,10 V.
- ☐ c) +0,42 V.
- ☐ d) -0,42 V.
- ☐ e) +0,26 V.

3. (Espcex/Aman) Uma pilha de zinco e prata pode ser montada com eletrodos de zinco e prata e representada, segundo a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), pela notação:



As equações que representam as semirreações de cada espécie e os respectivos potenciais padrão de redução (25 °C e 1 atm) são apresentadas a seguir.



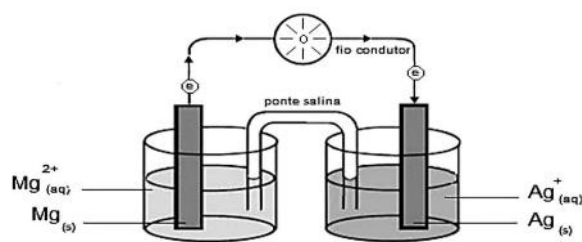
Com base nas informações apresentadas são feitas as afirmativas abaixo.

- I. No eletrodo de zinco ocorre o processo químico de oxidação.
- II. O cátodo da pilha será o eletrodo de prata.
- III. Ocorre o desgaste da placa de zinco devido ao processo químico de redução do zinco.
- IV. O sentido espontâneo do processo será $\text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Zn}^0 + 2\text{Ag}^+$
- V. Entre os eletrodos de zinco e prata existe uma diferença de potencial padrão de 1,56 V.

Estão corretas apenas as afirmativas

- ☐ a) I e III.
- ☐ b) II, III e IV.
- ☒ c) I, II e V.
- ☐ d) III, IV e V.
- ☐ e) IV e V.

4. (UPF-RS) A figura abaixo apresenta a representação de uma célula eletroquímica (pilha) e potenciais de redução das semirreações.



Considerando-se a informação dada, analise as seguintes afirmações:

- I. O eletrodo de prata é o polo positivo, no qual ocorre a redução.
- II. O magnésio é o agente oxidante da pilha.
- III. A diferença de potencial (ddp) da pilha representada na figura é de +3,17 V.
- IV. O sentido do fluxo dos elétrons se dá do cátodo para o ânodo.

É **incorreto** apenas o que se afirma em:

- ☐ a) I e II.
- ☐ b) I e III.
- ☐ c) II e III.
- ☒ d) II e IV.
- ☐ e) III e IV.

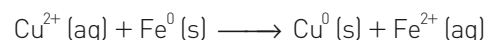
5. (Uerj) Os preços dos metais para reciclagem variam em função da resistência de cada um à corrosão: quanto menor a tendência do metal à oxidação, maior será o preço.

Na tabela, estão apresentadas duas características eletroquímicas e o preço médio de compra de dois metais no mercado de reciclagem.

Metal	Semirreação de redução	Potencial-padrão de redução (V)	Preço (R\$/kg)
cobre	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0(\text{s})$	+0,34	13,00
ferro	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0(\text{s})$	-0,44	0,25

Com o objetivo de construir uma pilha que consuma o metal de menor custo, um laboratório dispõe desses metais e de soluções aquosas de seus respectivos sulfatos, além dos demais materiais necessários.

Apresente a reação global da pilha eletroquímica formada e determine sua diferença de potencial, em volts, nas condições-padrão.

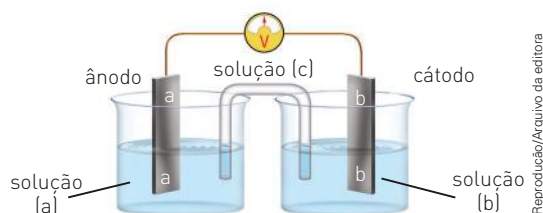


$$\Delta E = +0,78\text{ V}$$

6. (UFC-CE) Visando a montagem de uma célula eletroquímica, cuja voltagem produzida seja suficiente para acender uma lâmpada de 1,0 V, um estudante dispõe no laboratório, além de um frasco contendo solução aquosa saturada de KCl , dos seguintes materiais:

Eletródo	Solução aquosa de	Potencial padrão de redução, E^0 (em V)
Te	$TeSO_4$	-0,84
Cd	$CdSO_4$	-0,40
Cu	$CuSO_4$	+0,34

- Baseado nas informações contidas na tabela, escreva em seu caderno as equações das semirreações de oxidação e de redução relativas a configuração de uma célula eletroquímica cuja voltagem produzida seja maior ou igual a 1,0 V. Justifique numericamente.
- Identifique corretamente as soluções (a), (b) e (c), e os eletrodos (a) e (b) no diagrama da célula eletroquímica abaixo apresentado, considerando os materiais disponíveis (tabela e enunciado da questão) que satisfazem a solução do item (I):



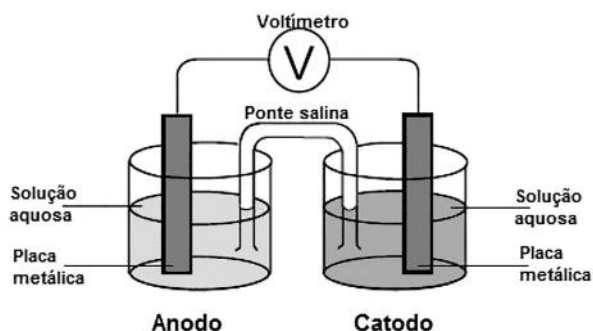
7. (PUC-RJ) Considere as seguintes semicélulas e os respectivos potenciais-padrão de redução, numerados de I a VI.

- $Mn^{2+} (aq)/Mn (s)$ $E^0 = -1,18 V$
- $Al^{3+} (aq)/Al (s)$ $E^0 = -1,66 V$
- $Ni^{2+} (aq)/Ni (s)$ $E^0 = -0,25 V$
- $Pb^{2+} (aq)/Pb (s)$ $E^0 = -0,13 V$
- $Ag^+ (aq)/Ag (s)$ $E^0 = +0,80 V$
- $Cu^{2+} (aq)/Cu (s)$ $E^0 = +0,34 V$

As duas semicélulas que formariam uma pilha com maior diferença de potencial são:

- I e III.
- II e V.**
- II e IV.
- IV e VI.
- V e VI.

8. (UEMG) Pilhas são dispositivos que produzem corrente elétrica, explorando as diferentes capacidades das espécies de perderem ou de ganharem elétrons. A figura abaixo mostra a montagem de uma dessas pilhas:



A seguir, estão representadas algumas semirreações e seus respectivos potenciais de redução, a 25 °C:



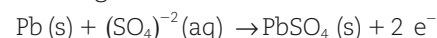
A pilha de maior diferença de potencial (ddp) pode ser constituída no ânodo e no cátodo, respectivamente, pelos eletrodos de:

- alumínio e magnésio.
- magnésio e níquel.**
- alumínio e ferro.
- ferro e níquel.

9. (Fasm-SP)

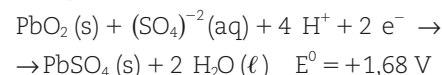
Nesta última década, assistiu-se a um aumento na demanda por pilhas e baterias cada vez mais leves e de melhor desempenho. Consequentemente, existe atualmente no mercado uma grande variedade de pilhas e baterias que utilizam níquel, cádmio, zinco e chumbo em suas fabricações. Usadas em automóveis, as baterias de chumbo, conhecidas como chumbo-ácido, apresentam um polo negativo, constituído de chumbo metálico, e um polo positivo, constituído de óxido de chumbo (IV).

Polo negativo:



$$E^0 = +0,36 V$$

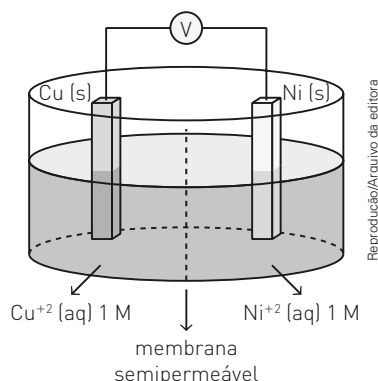
Polo positivo:



(www.qnint.sbg.org.br. Adaptado.)

- a) Baseando-se na localização dos elementos cádmio e zinco em seus estados mais estáveis na Classificação Periódica, indique qual desses elementos apresenta maior raio atômico. Justifique sua resposta.
- b) Considerando os potenciais de redução padrão medidos a 25 °C e as semirreações nos eletrodos da bateria chumbo-ácido, indique o anodo e calcule, em volts, o valor da diferença de potencial da reação global.

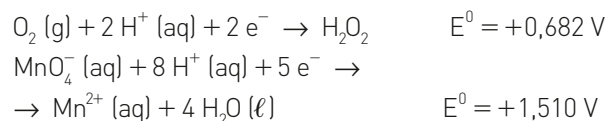
10. (Vunesp-SP) Um estudante montou a célula eletroquímica ilustrada na figura, com eletrodos de Cu (s) e Ni (s) de massas conhecidas.



A 25 °C e 1 atm, quando as duas semicélulas foram ligadas entre si, a célula completa funcionou como uma célula galvânica com $\Delta E = 0,59$ V. A reação prosseguiu durante a noite e, no dia seguinte, os eletrodos foram pesados. O eletrodo de níquel estava mais leve e o eletrodo de cobre mais pesado, em relação às suas massas iniciais.

Considerando $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$ e $E_{\text{red}}^0 = 10,34$ V, escreva a equação da reação espontânea que ocorre na pilha representada na figura e calcule o potencial de redução da semicélula de Ni^{2+}/Ni . Defina qual eletrodo é o cátodo e qual eletrodo é ânodo.

11. (Uepa) A água oxigenada comercial é bastante utilizada para assepsia de ferimentos e descolorir cabelos, dependendo da concentração na qual é vendida. Para fins de controle de qualidade, esta solução é investigada através da reação do peróxido de hidrogênio (H_2O_2) com o permanganato de potássio (KMnO_4) em meio ácido. As semirreações que descrevem este processo são dadas abaixo:



Em relação a este processo, é correto afirmar que:

- a) o permanganato é o agente redutor.
b) a reação libera 2 mol de oxigênio gasoso.
c) a água oxigenada é um agente oxidante.
x d) o potencial padrão da reação é igual a +0,828 V.
e) o potencial padrão da reação é igual a +2,19 V.
12. (UFRGS-RS) A tabela abaixo relaciona algumas semirreações e seus respectivos potenciais padrão de redução em solução aquosa.

$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	$E_{\text{red}}^0 = -3,04 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	$E_{\text{red}}^0 = -0,76 \text{ V}$
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	$E_{\text{red}}^0 = 0,00 \text{ V}$
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	$E_{\text{red}}^0 = +0,80 \text{ V}$
$\text{F}_2 + \text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	$E_{\text{red}}^0 = +2,89 \text{ V}$
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}(\text{s})$	$E_{\text{red}}^0 = -2,94 \text{ V}$
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}(\text{s})$	$E_{\text{red}}^0 = -0,13 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	$E_{\text{red}}^0 = +0,34 \text{ V}$
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	$E_{\text{red}}^0 = +1,36 \text{ V}$

Considere as afirmações abaixo, sobre os dados da tabela.

- I. O lítio metálico é um forte agente redutor.
II. O cátion prata pode oxidar o cobre metálico para Cu^{2+} .
III. O zinco é o ânodo em uma pilha com eletrodos de zinco e chumbo.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
x e) I, II e III.

13. (Espcex/Aman) A energia liberada em uma reação de oxidorredução espontânea pode ser usada para realizar trabalho elétrico. O dispositivo químico montado, pautado nesse conceito, é chamado de célula voltaica, célula galvânica ou pilha. Uma pilha envolvendo alumínio e cobre pode ser montada utilizando como eletrodos metais e soluções das respectivas espécies. As semirreações de redução dessas espécies são mostradas a seguir:

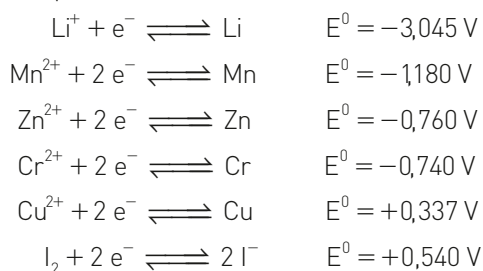
Semirreações de Redução

Alumínio: $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$ $E_{\text{red}}^0 = -1,66 \text{ V}$
Cobre: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$ $E_{\text{red}}^0 = +0,34 \text{ V}$

Considerando todos os materiais necessários para a montagem de uma pilha de alumínio e cobre, nas condições-padrão (25 °C e 1 atm) ideais (desprezando-se qualquer efeito dissipativo) e as semirreações de redução fornecidas, a força eletromotriz (fem) dessa pilha montada e o agente redutor, respectivamente são:

- a) 2,10 V e o cobre.
- x** b) 2,00 V e o alumínio.
- c) 1,34 V e o cobre.
- d) 1,32 V e o alumínio.
- e) 1,00 V e o cobre.

14. (UFSC) Tudo o que consumimos gera resíduos, e com os aparelhos eletroeletrônicos não é diferente. Do ponto de vista ambiental, a produção cada vez maior de novos eletroeletrônicos traz dois grandes riscos: o elevado consumo de recursos naturais empregados na fabricação e a destinação final inadequada. Se descartados sem tratamento específico, os metais encontrados nas pilhas e baterias podem trazer danos ao meio ambiente e à saúde humana. A reciclagem das pilhas e baterias no Brasil ainda não é satisfatória, pois não há consciência por parte do consumidor, postos de coleta nas lojas, fiscalização nos procedimentos de retirada por parte das empresas e, sobretudo, legislação que incentive a reciclagem. Além disso, o processo de reciclagem das pilhas e baterias é bastante complexo, envolvendo diversas etapas como reações em série de precipitação e técnicas de separação de misturas. A seguir, são fornecidas as semirreações e os valores de potencial padrão de redução (em volts, a 1 atm e 25 °C) de alguns constituintes das pilhas:

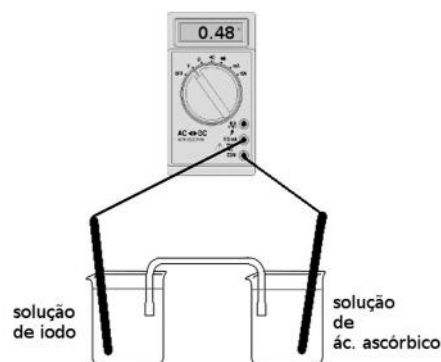


Sobre este assunto, é correto afirmar que:

- 01) a notação química de uma pilha formada pela interligação entre eletrodos de zinco e de cobre será $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$.
- 02) se uma placa metálica de cobre for imersa em uma solução aquosa de MnSO_4 , haverá corrosão na placa metálica e redução dos íons Mn^{2+} .

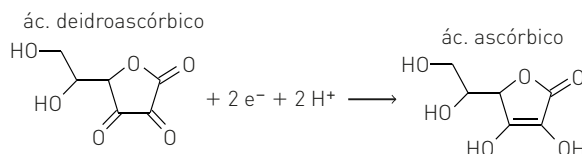
- 04) o lítio metálico perde elétrons mais facilmente que o cromo metálico.
- 08) na pilha de lítio-iodo, desenvolvida para ser utilizada em aparelhos de marca-passo, o lítio ganha elétrons e o iodo perde elétrons.
- 16) na pilha alcalina de zinco-manganês ocorre, no anodo, oxidação do manganês e, no catodo, redução do zinco.
- 32) o manganês recebe elétrons mais facilmente que o zinco.
- 64) o lítio metálico é um agente redutor mais fraco que o cromo metálico. **01, 04 e 16.**

15. (UFPR) O ácido ascórbico é uma das formas da vitamina C que apresenta propriedade antioxidante. Na indústria de alimentos, ele é largamente utilizado como aditivo para prevenir a oxidação. Uma maneira de analisar a quantidade de ácido ascórbico em bebidas é através de uma reação de oxirredução utilizando iodo. Com base nisso, foi montada uma pilha, conforme ilustração abaixo, contendo eletrodos inertes de platina ligados a um voltímetro. Foram mantidas condições padrão (298 K, 1 atm e $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) para o experimento, e no instante em que se fechou o circuito, conectando-se os fios ao voltímetro, o valor de potencial medido foi de 0,48 V.



Reprodução/UFPR, 2017.

Sabendo que o potencial padrão de redução de iodo a iodeto é de $E^0 = 0,54 \text{ V}$, o potencial padrão da reação abaixo é:



- a) 0,03 V.
- x** b) 0,06 V.
- c) 0,24 V.
- d) 0,48 V.
- e) 1,02 V.

16. (PUC-SP) Dados: tabela de potenciais padrão de redução (E_{red}^0):

$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Zn (s)	-0,76
$\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Fe (s)	-0,44
$\text{Cd}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Cd (s)	-0,40
$\text{Co}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Co (s)	-0,28
$\text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Sn (s)	-0,14
$\text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Pb (s)	-0,13
$2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2 (\text{g})$	0,00
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Cu (s)	+0,34
$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Ag (s)	+0,80

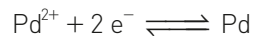
Foram realizadas as seguintes observações experimentais a respeito da reatividade dos metais:

- O metal crômio (Cr) reage com solução aquosa contendo ferro (III), formando cátions crômio (III) em solução e ferro metálico.
- Ferro metálico (Fe) reage com solução contendo cátions níquel (II), formando níquel metálico (Ni) e cátions ferro (II).
- O metal cobre (Cu) não reage com solução contendo íons níquel (II).

Analisando a tabela de potenciais padrão de redução e os dados experimentais fornecidos, conclui-se que os melhores valores para os potenciais padrão de redução dos pares Cr^{3+}/Cr e Ni^{2+}/Ni são:

- a) $E_{\text{red}}^0 (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = +0,60 \text{ V}$;
 $E_{\text{red}}^0 (\text{Ni}^{2+}/\text{Cr}) = +0,20 \text{ V}$.
b) $E_{\text{red}}^0 (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,30 \text{ V}$;
 $E_{\text{red}}^0 (\text{Ni}^{2+}/\text{Cr}) = -0,25 \text{ V}$.
c) $E_{\text{red}}^0 (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$;
 $E_{\text{red}}^0 (\text{Ni}^{2+}/\text{Cr}) = -0,50 \text{ V}$.
d) $E_{\text{red}}^0 (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,30 \text{ V}$;
 $E_{\text{red}}^0 (\text{Ni}^{2+}/\text{Cr}) = +0,50 \text{ V}$.
x e) $E_{\text{red}}^0 (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$;
 $E_{\text{red}}^0 (\text{Ni}^{2+}/\text{Cr}) = -0,25 \text{ V}$.

17. (Fuvest-SP) Foi montada uma pilha em que o polo positivo era constituído por um bastão de paládio, mergulhado numa solução de cloreto de paládio, e o polo negativo, por um bastão de níquel, mergulhado numa solução de sulfato de níquel. As semirreações que representam os eletrodos são:



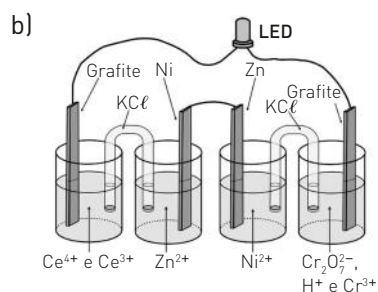
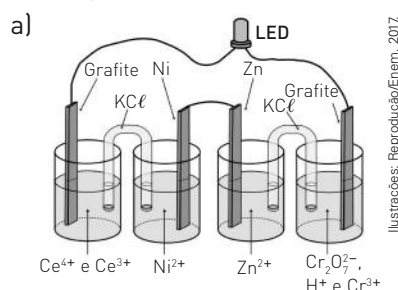
- a) Escreva em seu caderno a equação que representa a reação química que ocorre quando a pilha está funcionando (sentido espontâneo).
b) O que acontece com as concentrações de Pd^{2+} e Ni^{2+} durante o funcionamento da pilha? Explique.

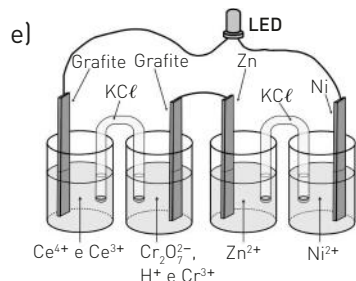
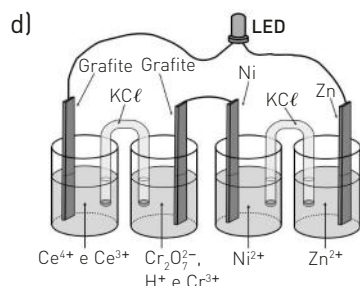
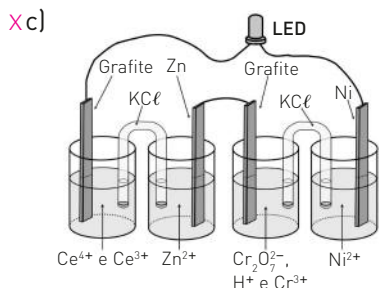
Experimento	$[\text{Pb}^{2+}]$ ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$[\text{Ni}^{2+}]$ ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	E (V)
A	1,00	0,100	1,27
B	1,00	1,00	1,24
C	0,100	1,00	1,21

18. (Enem) A invenção do LED azul, que permite a geração de outras cores para compor a luz branca, permitiu a construção de lâmpadas energeticamente mais eficientes e mais duráveis do que as incandescentes e fluorescentes. Em um experimento de laboratório, pretende-se associar duas pilhas em série para acender um LED azul que requer 3,6 volts para seu funcionamento. Considere as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro.

Semirreação de redução	E^0 (V)
$\text{Ce}^{4+} (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+} (\text{aq})$	+1,61
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 14 \text{H}^+ (\text{aq}) + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O} (\ell)$	+1,33
$\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni (s)}$	-0,25
$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn (s)}$	-0,76

Qual associação em série de pilhas fornece diferença de potencial, nas condições padrão, suficiente para acender LED azul?





19. (Udesc) Analise as proposições em relação a um experimento de eletroquímica.

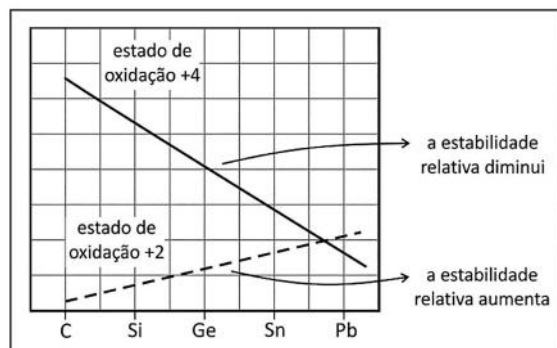
- I. Em uma reação de oxirredução que ocorre espontaneamente, os elétrons são transferidos de uma espécie química com maior potencial de redução para outra com menor potencial de redução. Portanto, ao calcularmos a diferença de potencial da célula, chega-se a um valor positivo.
- II. Uma medida de potencial eletroquímico considera o uso de um eletrodo padrão de hidrogênio (EPH). Se a semicela H^+/H_2 atuar como ânodo, a semirreação será a de oxidação de H_2 a H^+ e, se atuar como cátodo, será a de redução de H^+ a H_2 .
- III. Uma das formas de evitar o acúmulo de cargas elétricas nas soluções catódicas e anódicas é o uso de uma ponte salina. O excesso de ânions ou cátions gerados nas reações eletroquímicas é compensado pela migração de íons provenientes da ponte salina.

Assinale a alternativa correta.

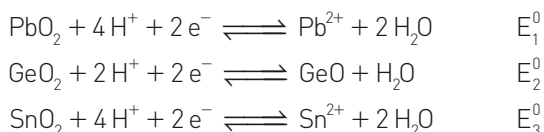
- a) Somente a afirmativa II é verdadeira.
- b) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.

- c) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- x d) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- e) Todas as afirmativas são verdadeiras.

20. (Fuvest-SP) A figura abaixo ilustra as estabilidades relativas das espécies que apresentam estado de oxidação +2 e +4 dos elementos da mesma família: carbono, silício, germânio, estanho e chumbo.



As estabilidades relativas podem ser interpretadas pela comparação entre potenciais padrão de redução das espécies +4 formando as espécies +2 como representado a seguir para os elementos chumbo (Pb), germânio (Ge) e estanho (Sn):



Os potenciais padrão de redução dessas três semirreações, E_1^0 , E_2^0 e E_3^0 , foram determinados experimentalmente, obtendo-se os valores $-0,12 \text{ V}$, $-0,094 \text{ V}$ e $1,5 \text{ V}$, não necessariamente nessa ordem. Sabe-se que, quanto maior o valor do potencial padrão de redução, maior o caráter oxidante da espécie química.

- a) Considerando as informações da figura, atribua, na tabela a seguir, os valores experimentais aos potenciais padrão de redução E_1^0 , E_2^0 e E_3^0 .

	E_1^0	E_2^0	E_3^0
Valor experimental em volt			

- b) O elemento carbono pode formar óxidos, nos quais a proporção entre carbono e oxigênio está relacionada ao estado de oxidação do carbono. Comparando os óxidos CO e CO_2 , qual seria o mais estável? Explique, com base na figura apresentada acima.

Blurry Me/Shutterstock



// Cavidades dentais preenchidas por amálgama dentário.

Uma pilha na boca

Um dos materiais mais usados para preencher as cavidades dentais causadas por cáries é o amálgama dentário. Esse material consiste de uma mistura, em quantidades praticamente iguais, de três substâncias: Ag_2Hg_3 , Ag_3Sn e Sn_8Hg .

Os potenciais-padrão de redução dessas espécies são:

- $\text{Hg}^{2+} | \text{Ag}_2\text{Hg}_3 = +0,85 \text{ V}$;
- $\text{Sn}^{2+} | \text{Ag}_3\text{Sn} = -0,05 \text{ V}$;
- $\text{Sn}^{2+} | \text{Sn}_8\text{Hg} = -0,13 \text{ V}$.

O contato de uma folha de alumínio com uma obturação de amálgama cria uma célula eletroquímica na boca. Como o potencial-padrão de redução do alumínio é $-1,66 \text{ V}$, menor do que os componentes do amálgama, ele funciona como ânodo da pilha formada.

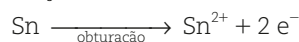
A mistura dos componentes funciona como cátodo, e a saliva, como eletrólito.

Devido à formação dessa pilha, uma pequena corrente elétrica flui entre os eletrodos, causando uma sensação desagradável.

Os dentistas evitam fazer incrustações de ouro em dentes que possam entrar em contato com outro dente obturado com amálgama porque nessa situação pode formar-se outra pilha.

O potencial-padrão de redução do ouro é $+1,40 \text{ V}$, maior que o dos componentes do amálgama. Nesse caso, o ouro funciona como cátodo, o amálgama, como ânodo, e a saliva, como eletrólito, além de formar-se uma corrente elétrica que causa desconforto.

Nesse caso, o Sn_8Hg , que tem o menor potencial de redução, sofre oxidação.



O Sn^{2+} formado é transportado para toda a boca pela saliva, causando um sabor metálico. Como a quantidade de Sn na obturação diminuiria, dizemos que ocorre uma corrosão do amálgama, diminuindo sua massa na obturação.

Fonte: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 9. ed. Nova York: McGraw-Hill, 2007. p. 853. Tradução dos autores.



// Corrosão de uma obturação pelo contato com o ouro.

Reflita

1. Qual é a ddp entre o alumínio e o componente de maior potencial de redução do amálgama dentário?
2. Considerando que ocorra uma pilha entre o ouro e cada uma das ligas metálicas apresentadas, qual dessas pilhas apresentaria a maior força eletromotriz? Qual seria esse valor?
3. **Eletromotriz** é a força que tende a estabelecer corrente elétrica. Sabe-se que a corrente elétrica é um fluxo ordenado de elétrons que migram de um ponto para outro. Pesquise na internet, em dicionários ou na biblioteca da sua escola ou cidade o significado da palavra *motriz* e, relacionando-o à definição de eletromotriz, justifique a existência da corrente elétrica.

Atividade prática

Uma pilha incomum

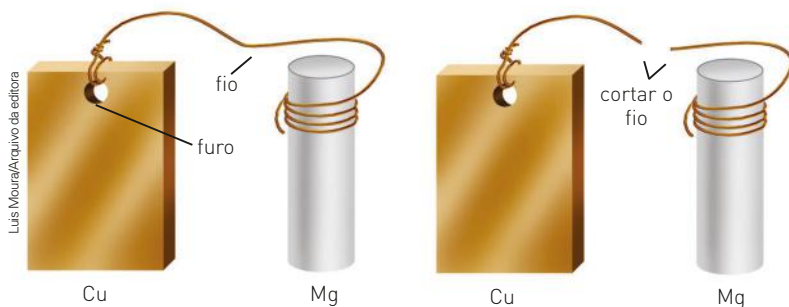
Este experimento demonstra que podemos utilizar fluxos de elétrons, obtidos a partir de reações químicas, para fazer um relógio funcionar.

Material

- relógio que funcione com uma pilha comum de 1,5 V
- 2 placas de cobre de aproximadamente 2 cm × 5 cm
- 2 eletrodos de magnésio, que podem ser obtidos a partir das barras usadas como eletrodos de sacrifício em filtros de piscinas
- 1,5 m de fio comum de cobre, cortado em três partes iguais
- 1 laranja
- 1 palha de aço
- 1 prego grosso
- martelo

Procedimento

Use prego e martelo para fazer um furo em cada eletrodo de cobre. Depois, ligue os fios aos eletrodos, montando dois arranjos, conforme indicado a seguir:



Depois, pegue a laranja e, antes de cortá-la em duas partes iguais, aperte-a um pouco para liberar o suco. Feito isso, monte o sistema conforme indicado na figura ao lado.

Para o relógio funcionar, coloque os eletrodos próximos um do outro em cada metade da laranja.

Resolva as questões:

1. Observe o fluxo de elétrons e equacione a semirreação que ocorre com o magnésio.
2. A laranja é um meio eletrolítico ou não eletrolítico? Justifique.
3. Indique pelo menos duas substâncias presentes na laranja.
4. Qual metal apresenta maior potencial de oxidação: o magnésio ou o cobre? Justifique.
5. Após certo tempo, o que deverá ocorrer com a lâmina de magnésio?
6. Repita o experimento utilizando pepino, batata e melancia.

Antes do primeiro experimento e entre os seguintes, limpe bem os eletrodos com palha de aço comum.



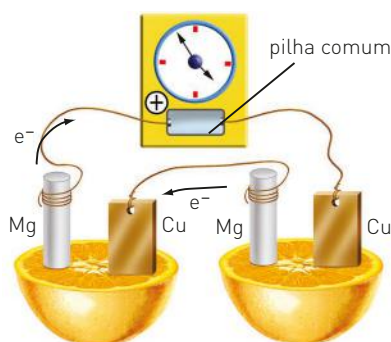
placa de cobre



barra de Mg

Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora

ATENÇÃO: Manuseie materiais e ferramentas com cuidado.



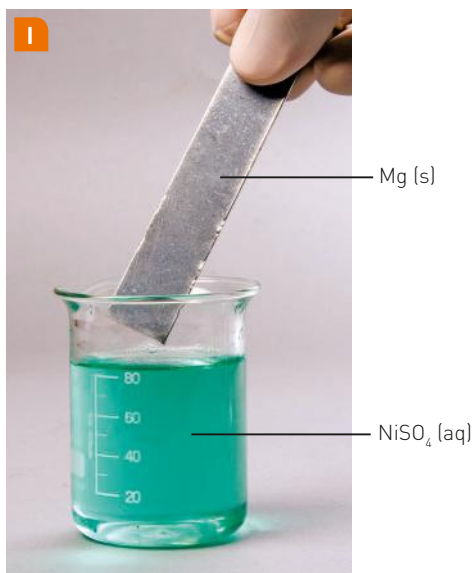
Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora

Às vezes é necessário testar vários pontos de colocação dos eletrodos até encontrar o local adequado para fazer o relógio funcionar.

Esponaneidade de uma reação

Já vimos que todas as pilhas são processos espontâneos e, como qualquer reação espontânea, apresentam sempre um $\Delta E^0 > 0$. Vamos analisar duas situações e prever qual delas é um processo espontâneo.

Fotos: Sérgio Dutra Jr./Arquivo da editora

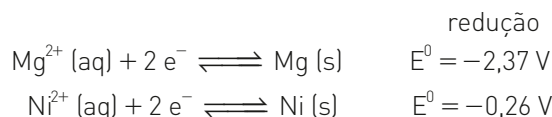


// Teoricamente, se essa reação ocorresse, ela poderia ser representada por:
 $\text{Mg (s)} + \text{Ni}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Ni (s)}$



// Teoricamente, se essa reação ocorresse, ela poderia ser representada por:
 $\text{Ni (s)} + \text{Mg}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Ni}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Mg (s)}$

Para determinarmos qual dessas reações ocorre, devemos conhecer os potenciais padrão de redução:



Pelos valores dos potenciais padrão de redução devemos concluir que:

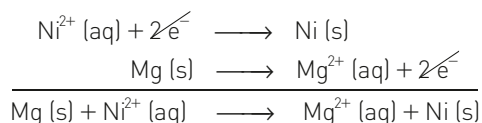
- O $\text{Ni}^{2+} \text{ (aq)}$, por ter maior E_{red}^0 , sofre redução.



- Nos processos de oxirredução, quando uma espécie sofre redução, a outra sofre oxidação; logo, o Mg (s) se oxida.

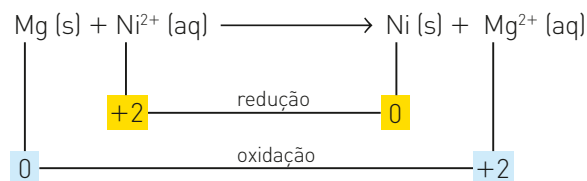


A soma das duas semirreações indica o processo espontâneo.



Isso nos permite concluir que o processo I é espontâneo, e que a reação II não ocorre espontaneamente.

Outra maneira de determinar a espontaneidade das reações seria calcular seus ΔE^0 .



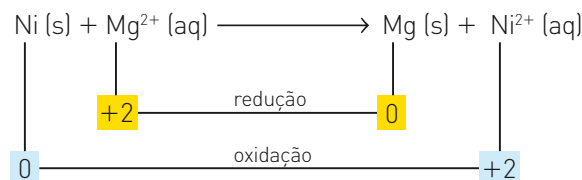
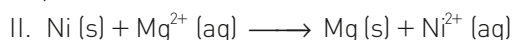
$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 \text{ da espécie que se reduz} - E_{\text{red}}^0 \text{ da espécie que se oxida}$$

$$\Delta E^0 = (-0,26 \text{ V}) - (-2,37 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +2,11 \text{ V}$$

Como o $\Delta E^0 > 0$, esse processo é espontâneo.

No processo II, teoricamente temos:



$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 \text{ da espécie que se reduz} - E_{\text{red}}^0 \text{ da espécie que se oxida}$$

$$\Delta E^0 = (-2,37 \text{ V}) - (-0,26 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = -2,11 \text{ V}$$

Como o $\Delta E^0 < 0$, o processo não é espontâneo.

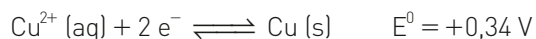
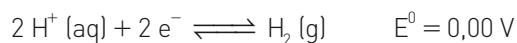


Quando entramos em um laboratório, notamos que os reagentes estão guardados em frascos de vidro ou plástico. Por que isso acontece?

Exercícios resolvidos

1. Em uma prova prática foi solicitado a um aluno que escolhesse, entre três frascos metálicos de Al, Fe e Cu, qual(is) dele(s) poderia(m) ser usado(s) para guardar uma solução aquosa de ácido clorídrico. Diga qual seria a escolha mais acertada. Justifique sua resposta.

Dados:



Solução

O(s) frasco(s) escolhido(s) deve(m) ser aquele(s) no(s) qual(is) os íons $\text{H}^+ \text{ (aq)}$ provenientes do áci-

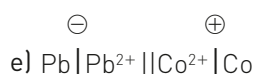
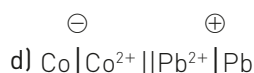
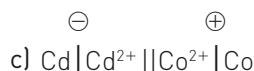
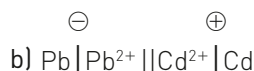
do não reajam produzindo H_2 , ou seja, em que os íons $\text{H}^+ \text{ (aq)}$ não sofram redução. Para que essa redução não ocorra, o metal deve apresentar potencial de redução maior que o do hidrogênio. Pelos dados, percebemos que o único frasco conveniente para guardar o ácido clorídrico é o de **cobre**. Nos outros frascos ocorrerão reações.

2. (Fuvest-SP) Três metais foram acrescentados a soluções aquosas de nitratos metálicos, de mesma concentração, conforme indicado na tabela. O cruzamento de uma linha com uma coluna representa um experimento. Um retângulo em branco indica que o experimento não foi realizado; o sinal (–) indica que não ocorreu reação e o sinal (+) indica que houve dissolução do metal acres-

centado e precipitação do metal que estava na forma de nitrato.

	Cd	Co	Pb
Cd(NO ₃) ₂		—	—
Co(NO ₃) ₂	+		—
Pb(NO ₃) ₂	+	+	

Cada um dos metais citados, mergulhado na solução aquosa de concentração 0,1 mol/L de seu nitrato, é um eletrodo, representado por Me/Me²⁺, onde Me indica o metal e Me²⁺, o cátion de seu nitrato. A associação de dois desses eletrodos constitui uma pilha. A pilha com **maior** diferença de potencial elétrico e polaridade correta de seus eletrodos, determinada com o voltímetro, é a representada por:



Observação:

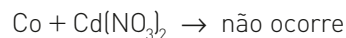
|| significa ponte salina

⊕ significa polo positivo

⊖ significa polo negativo

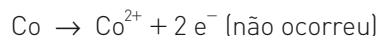
Solução

Analisando as possíveis reações com Cd(NO₃)₂:

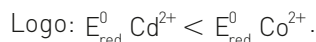


Podemos concluir que:

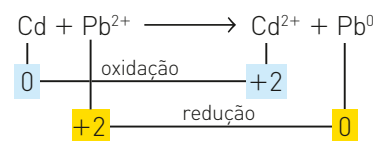
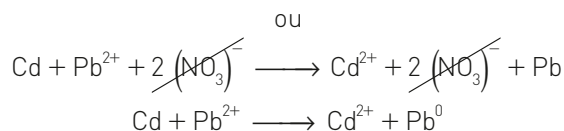
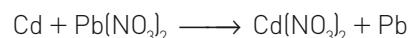
- o cobalto não se oxidou



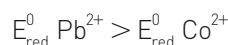
- o cádmio não se reduziu



Analisando as possíveis reações com Pb(NO₃)₂:



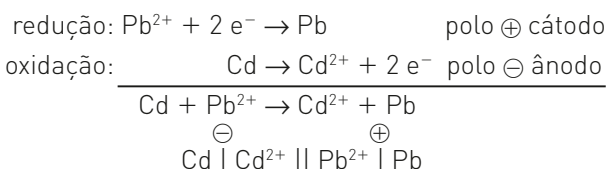
Como o Pb²⁺ se reduziu:



Concluindo:



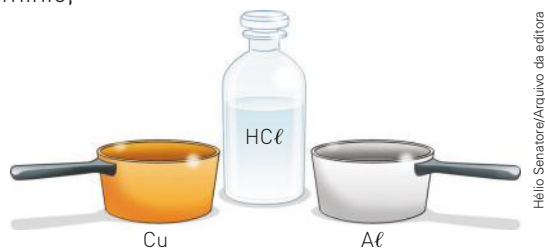
A pilha com maior ddp será formada entre chumbo e cádmio e suas semirreações.



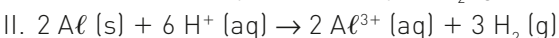
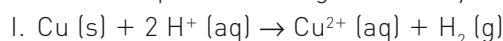
Resposta: alternativa a.

Fundamentando seus conhecimentos

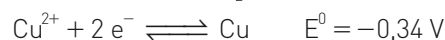
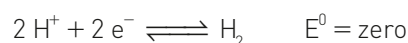
Se adicionarmos uma solução aquosa de ácido clorídrico a duas panelas, uma de cobre e outra de alumínio,



teoricamente podemos imaginar as reações:

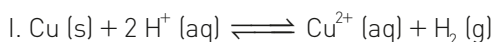


Conhecendo os potenciais de redução:



Responda às questões 1 a 7.

1. Indique na equação I qual espécie se reduz e qual se oxida.

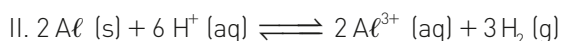


2. Calcule o ΔE^0 para a equação I.

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 \text{ da espécie que se reduz} - E_{\text{red}}^0 \text{ da espécie que se oxida}$$

3. Esse processo é ou não espontâneo?

4. Indique na equação II qual espécie se reduz e qual se oxida.



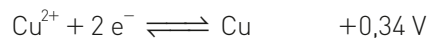
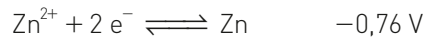
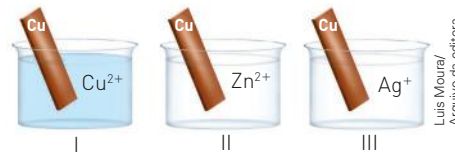
5. Calcule o ΔE^0 para a equação II.

$$\Delta E^0 = E_{\text{red}}^0 \text{ da espécie que se reduz} - E_{\text{red}}^0 \text{ da espécie que se oxida}$$

6. Esse processo é ou não espontâneo?

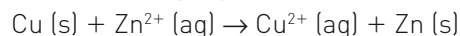
7. A panela de alumínio será corroída pelo ácido?

As ilustrações e as equações a seguir devem ser utilizadas para responder às questões 8 a 12.



8. Ocorre reação no frasco I?

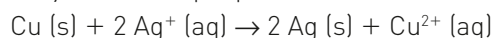
9. A reação teórica que poderia ocorrer em II é:



Nessa equação, indique a espécie que se oxida e a que se reduz.

10. Calcule o ΔE^0 para a equação acima e indique se ela é espontânea ou não.

11. A reação teórica que poderia ocorrer em III é:

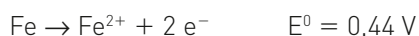
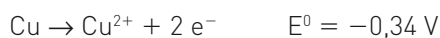


Nessa equação, indique a espécie que se oxida e a que se reduz.

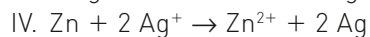
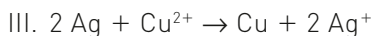
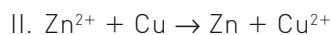
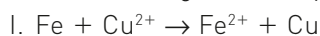
12. Calcule o ΔE^0 para a equação do exercício 11 e indique se ela é espontânea ou não.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. São conhecidos os seguintes potenciais normais de oxidação:

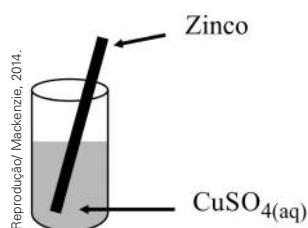


Considere as seguintes reações:

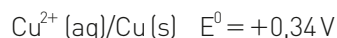
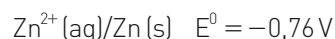


Indique quais dessas reações são espontâneas.

2. (UPM-SP) A ilustração a seguir representa um experimento em que foi colocado uma barra metálica de zinco mergulhada em uma solução aquosa de sulfato de cobre (II).



De acordo com os valores dos E^0 de redução abaixo, pode-se afirmar que



- a) o zinco sofre redução.
- b) o processo não é espontâneo.
- x c) ocorre a formação de íons Zn^{2+} (aq).
- d) elétrons são transferidos do Cu^{2+} (aq) para o Zn (s) .
- e) o Zn (s) é um excelente agente oxidante.

3. (UFU-MG) A estocagem de solução de sulfato de zinco em recipientes metálicos exige conhecimentos sobre possíveis processos de oxidação do zinco com o metal do recipiente, de modo a não danificá-lo. A semirreação de redução do zinco pode ser descrita como segue:



Para auxiliar na decisão por diferentes recipientes que pudessem armazenar a referida solução, um químico utilizou os dados da tabela a seguir.

Espécie química a ser reduzida	Número de elétrons envolvidos	Espécie formada	Potencial de redução padrão/V
Fe^{2+}	2	Fe	-0,44
Ni^{2+}	2	Ni	-0,25
Cu^{2+}	2	Cu	+0,34

Assim, o químico concluiu que, para a armazenagem do sulfato de zinco, deverá utilizar um recipiente formado por

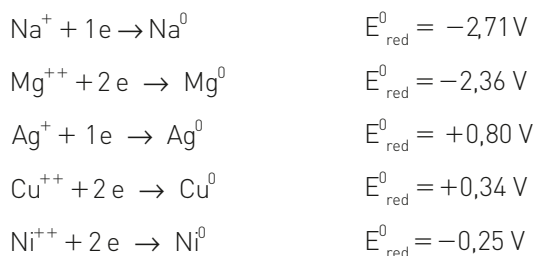
- a) material que não sofra oxidação.
b) níquel que sofrerá oxidação na presença de Zn^{2+} .
x c) ferro cuja reação com o Zn^{2+} possui potencial negativo.
d) metais que se oxidam enquanto o íon zinco sofrer redução.
4. (UPE/SSA) Um fio de cobre foi retorcido em formato de uma “árvore de natal” e colocado dentro de um béquer. Em seguida, transferiu-se um volume de uma solução salina para a vidraria, o suficiente para cobrir o objeto metálico. Após determinado período, a solução ficou azulada, e pequenos cristais cobriram toda a superfície da árvore de natal.



Reprodução/UPE, 2017.

Fonte: <https://www.youtube.com/watch?v=9dYp97XcvtM>

Dados:



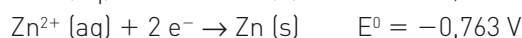
Qual é o sal presente na solução adicionada ao béquer?

- a) NaCl
b) MgCl_2
x c) AgNO_3
d) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
e) $\text{N}(\text{NO}_3)_2$

5. (UFRRJ) Usando as semirreações $\text{Zn (s)}/\text{Zn}^{2+} (\text{aq})$ e $\text{Al (s)}/\text{Al}^{3+} (\text{aq})$, é possível construir uma célula galvânica.

Responda e/ou calcule:

Dados:



- a) Quais são os agentes redutor e oxidante?
b) Escreva as reações que ocorrem, respectivamente, no ânodo e no cátodo.
c) A reação é espontânea? Justifique sua resposta com base no valor de E^0 .
6. (PUC-RS) Para responder, considere os seguintes potenciais padrão de redução.
- | | |
|--|--|
| $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0 = +0,34 \text{ V}$ | $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0 = -0,24 \text{ V}$ |
| $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0 = -0,44 \text{ V}$ | $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0 = -2,37 \text{ V}$ |
| $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^0 = -0,14 \text{ V}$ | $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0 = -0,76 \text{ V}$ |
- A reação $\text{M}^0 + \text{N}^{2+} \rightarrow \text{M}^{2+} + \text{N}^0$ será espontânea se M^0 for _____ e N^{2+} for _____.
- a) Cu^0 Fe^{2+} x c) Mg^0 Cu^{2+} e) Ni^0 Zn^{2+}
b) Sn^0 Zn^{2+} d) Sn^0 Ni^{2+}

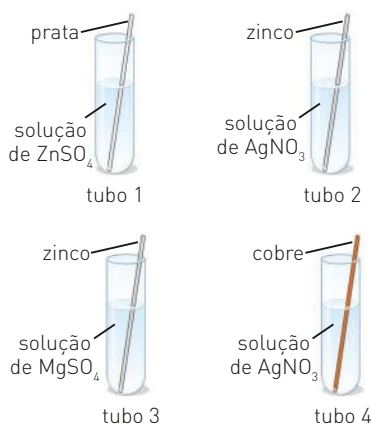
7. (PUC-SP) Um aluno realizou uma série de testes envolvendo reações de oxirredução em solução aquosa. Em uma síntese de suas observações, o aluno anotou:

- O metal zinco (Zn) reage com solução diluída de HCl ;
- O metal estanho (Sn) reage com solução aquosa de HCl ;
- O metal prata (Ag) não reage com solução aquosa de HCl ;
- O metal estanho (Sn) não reage com solução aquosa de íons Zn^{2+} .

Analisando os dados obtidos pelo aluno, a pilha de maior ddp que se pode obter a partir das espécies analisadas é:

	Cátodo	Ânodo
a)	$\text{Pt, H}^+ (1 \text{ mol/L})/\text{H}_2$	$\text{Sn}/\text{Sn}^{2+} (1 \text{ mol/L})$
b)	$\text{Zn}^{2+} (1 \text{ mol/L})/\text{Zn}$	$\text{Ag}/\text{Ag}^+ (1 \text{ mol/L})$
c)	$\text{Sn}^{2+} (1 \text{ mol/L})/\text{Zn}$	$\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} (1 \text{ mol/L})$
d)	$\text{Ag}^+ (1 \text{ mol/L})/\text{Ag}$	$\text{Sn}/\text{Sn}^{2+} (1 \text{ mol/L})$
x e)	$\text{Ag}^+ (1 \text{ mol/L})/\text{Ag}$	$\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} (1 \text{ mol/L})$

8. (Fatec-SP) A ilustração refere-se a um experimento em que lâminas metálicas são imersas em soluções de solutos iônicos.



Reprodução/Arquivo da editora

Analisando-se os valores dos E^0 de redução:

$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ V}$$

$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ V}$$

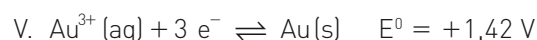
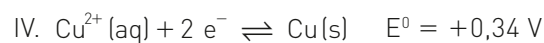
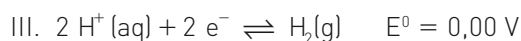
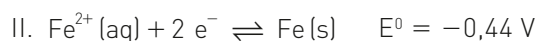
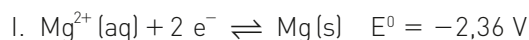
$$E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 \text{ V}$$

$$E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,37 \text{ V}$$

pode-se concluir que não serão observados sinais de transformação química:

- a) no tubo 1.
- b) nos tubos 2 e 3.
- c) no tubo 2.
- x d) nos tubos 1 e 3.**
- e) no tubo 4.

9. (UEPG-PR) Analisando as semirreações apresentadas abaixo, assinale o que for correto.



- 01) A ordem crescente do caráter redutor é



- 02) A tendência em sofrer oxidação do magnésio é maior que a do cobre.

- 04) O metal cobre é mais nobre que o metal ferro.

- 08) Os íons H^+ podem oxidar apenas os metais magnésio e ferro.

01, 02, 04 e 08.

10. (UFG-GO)



BROWNE, Dick. Hagar, o Horrível. *O Popular*, 30 jun. 2005, p. 6. Magazine.

Observando a tira, responda:

- a) Após inúmeras chuvas, os cavaleiros ingleses terão dificuldade para abrir seus elmos de ferro. Utilizando equações químicas, explique por quê.
- b) Suponha a seguinte situação: o elmo de um dos cavaleiros, o suserano, é adornado com rebites de ouro, enquanto o do outro, seu vassalo, com rebites de zinco. Curiosamente, após inúmeras chuvas, um dos elmos emperra mais que o outro. Explique o porquê.

Potencial padrão de eletrodo	
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	$E = -0,76 \text{ V}$
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	$E = 0,44 \text{ V}$
$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	$E = 1,50 \text{ V}$

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFPR) Analise a tabela a seguir e assinale a alternativa que contém uma reação redox espontânea nas condições padrão (298 K).

Tabelas de potenciais padrão (E^0) a 298 K	
Semirreação de redução	E^0
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80 V
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34 V
$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0,00 V
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	-0,13 V
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$	-0,26 V
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76 V

- a) $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag} \rightarrow \text{Pb} + 2 \text{Ag}^+$
 b) $\text{Ni}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Ni} + \text{Cu}^{2+}$
 c) $\text{Zn}^{2+} + \text{Ni} \rightarrow \text{Zn} + \text{Ni}^{2+}$
 x d) $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$
 e) $\text{Cu} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$
2. (Udesc) Reações de oxirredução estão presentes no dia a dia como na ação desinfetante da água sanitária, na geração de energia elétrica em baterias e na obtenção de metais a partir de seus minérios. Como exemplo destas reações considere uma folha de alumínio imersa em uma solução aquosa de sulfato de cobre. Sabendo-se que o potencial de redução do alumínio é -1,66 V e o potencial de redução do cobre é +0,34 V é correto afirmar que:
- a) o alumínio é o agente oxidante.
 x b) ocorrerá redução do Cu (II).
 c) o potencial de oxirredução da reação é de -1,32 V.
 d) o sulfato de cobre é o agente redutor.
 e) o estado de oxidação do enxofre no sulfato de cobre, CuSO_4 é -2.
3. (PUC-MG) O potencial padrão de redução de um par redox informa sobre a força oxidante desse par. Considere a tabela abaixo, que relata o comportamento de diferentes eletrodos quando mergulhados em certas soluções.

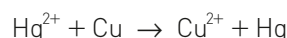
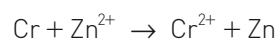
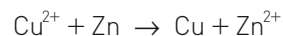
Eletrodo	Solução	Observação
Zn	NSO_4	Mudança da cor do eletrodo
Pb	NSO_4	Nada aconteceu
Pb	CuSO_4	Mudança da cor do eletrodo

Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando o potencial padrão de redução com seu par redox:

1. -0,25 V () Cu/Cu²⁺
 2. -0,13 V () Zn/Zn²⁺
 3. -0,76 V () Pb/Pb²⁺
 4. +0,34 V () Ni/Ni²⁺

Assinale a sequência **CORRETA** encontrada.

- a) 3 - 4 - 2 - 1
 x b) 4 - 3 - 2 - 1
 c) 3 - 4 - 1 - 2
 d) 4 - 2 - 1 - 3
4. (Ufscar-SP) Deseja-se armazenar uma solução de NiCl_2 , cuja concentração é de 1 mol/L a 25 °C; para isso, dispõe-se de recipientes de:
- I. cobre.
 II. lata comum (revestimento de estanho).
 III. ferro galvanizado (revestimento de zinco).
 IV. ferro.
- Dados os potenciais padrão de redução:
- $\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn} (\text{s})$ -0,76 V
 $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe} (\text{s})$ -0,44 V
 $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni} (\text{s})$ -0,25 V
 $\text{Sn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn} (\text{s})$ -0,14 V
 $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu} (\text{s})$ -0,34 V
- a solução de NiCl_2 poderá ser armazenada, sem que haja a redução dos íons Ni^{2+} da solução, nos recipientes
- x a) I e II, apenas.
 b) I, II e IV, apenas.
 c) III e IV, apenas.
 d) I, III e IV, apenas.
 e) I, II, III e IV.
5. (PUC-MG) Considere as seguintes reações espontâneas:

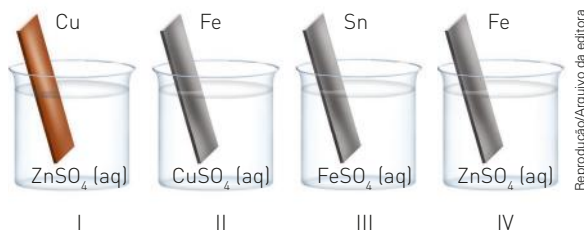


A classificação crescente do poder redutor das espécies é:

- x a) Hg, Cu, Zn, Cr.
 b) Cr, Zn, Cu, Hg.
 c) Cu, Hg, Zn, Cr.
 d) Cr, Zn, Hg, Cu.

6. (UFRJ) Os quatro frascos apresentados a seguir contêm soluções salinas de mesma concentração molar, a 25 °C.

Em cada frasco, encontra-se uma placa metálica mergulhada na solução.



	$E^0_{\text{red}} \text{ (V)}$
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Sn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34

- a) Identifique o frasco em que ocorre reação química espontânea e escreva a respectiva equação.
- b) Sabendo que o frasco III contém 304 gramas de FeSO_4 em 2 litros de solução, determine a concentração, em g/L, da solução de ZnSO_4 no frasco I.
7. (UFJF-MG) O alumínio é um excelente agente redutor e, portanto, não pode ser utilizado na confecção de tanques para transporte e armazenagem de ácido clorídrico. Por outro lado, pode ser usado no transporte de ácido nítrico, uma vez que o alumínio é rapidamente oxidado formando uma camada protetora de óxido de alumínio que protege o metal de outros ataques.

Semirreações:	E^0
$\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 e^- \rightleftharpoons \text{Al} (\text{s})$	-1,66 V
$2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	+0,00 V
$4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 (\text{NO}_3)^- (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$	+0,80 V
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu} (\text{s})$	+0,34 V
$\text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 4 e^- \rightleftharpoons 4 \text{OH}^- (\text{aq})$	+0,40 V

- a) Por que o alumínio não pode ser usado no transporte de ácido clorídrico? Escreva a reação química para justificar sua resposta.
- b) Com base nos potenciais padrão discuta a possibilidade de substituição do alumínio pelo cobre no transporte de ácido clorídrico.
- c) O cobre pode ser usado no transporte de ácido nítrico? Escreva a reação química para justificar sua resposta.
- d) O uso de tanques de cobre está sujeito ao processo de corrosão pelo oxigênio do ar formando uma camada esverdeada (mistura de óxidos e hidróxidos de cobre). Calcule o potencial padrão que representa este processo.

8. (UPF-RS)

O Brasil terminou os jogos olímpicos do Rio em 13ª no ranking de medalhas, seu melhor resultado na história olímpica. Do total de 19 medalhas conquistadas, 7 foram de ouro, 6 de prata e 6 de bronze.

“As últimas medalhas feitas totalmente em ouro foram entregues nas Olimpíadas de 1912”.

No caso da medalha de ouro, sua composição atual é de 98,8% de prata (Ag) e 1,2% de ouro (Au). Para as medalhas de prata (Ag) e bronze, 30% do material usado é reciclado e a medalha de bronze conta com 5% de zinco (Zn) na composição.



(Disponível em: maquinadoesporte.uol.com.br. Adaptado. Acesso em 10 set. 2016)

Sobre a composição das medalhas, analise as afirmativas a seguir.

- I. As medalhas de ouro e bronze são consideradas soluções ou sistemas homogêneos, assim como o latão e o aço.
- II. Uma medalha de bronze que apresenta massa de 500 gramas tem, em sua composição, 25 g de zinco e 475 g de cobre.

III. Se uma medalha de bronze fosse colocada em um frasco contendo HCl (a) de concentração 1 mol L^{-1} a 25°C ambos os metais iriam sofrer oxidação. [Considere os potenciais padrão:

$$E_{\text{redução}}^0(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}^0) = +0,34 \text{ V}$$

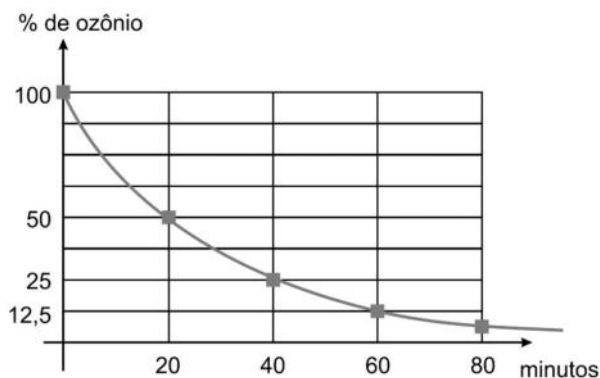
$$E_{\text{redução}}^0(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}^0) = -0,76 \text{ V}]$$

Está **correto** apenas o que se afirma em:

- ☒ a) I e II.
- ☐ b) I.
- ☐ c) II.
- ☐ d) III.
- ☐ e) I e III.

Leia o texto a seguir para responder à questão 9.

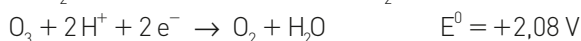
O gás ozônio, de fórmula molecular O_3 , tem se tornado uma alternativa para o tratamento da água. O gás ozônio é produzido quando uma corrente alternada é descarregada na presença de oxigênio; entre suas aplicações estão a desinfecção de efluentes e a clarificação da água por remoção de metais em suspensão, como ferro e manganês. O O_3 é uma substância instável e o estudo da cinética de decomposição dessa substância resulta no gráfico de meia-vida a seguir.



Reprodução/USCS, 2015.

9. (USCS-SP) A presença de íons Mn^{2+} em solução pode causar uma turvação, a qual pode ser eliminada pela adição de O_3 ao sistema.

Considere os potenciais de redução:



- a) Escreva a equação que representa a reação entre o ozônio e o manganês.
- b) Indique o agente oxidante do processo e calcule o ΔE^0 associado à remoção do Mn^{2+} da solução.

10. (Enem)

A revelação das chapas de raios X gera uma solução que contém íons prata na forma de $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$. Para evitar a descarga desse metal no ambiente, a recuperação de prata metálica pode ser feita tratando eletroquimicamente essa solução com uma espécie adequada. O quadro apresenta semirreações de redução de alguns íons metálicos.

Semirreação de redução	E^0 (V)
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}) + 2(\text{S}_2\text{O}_3)^{2-}(\text{aq})$	+0,02
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Pt}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}(\text{s})$	+1,20
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76

BENDASSOLLI, J. A. et al. "Procedimentos para a recuperação de Ag de resíduos líquidos e sólidos". *Química Nova*, v. 26, n. 4, 2003 (adaptado).

Das espécies apresentadas, a adequada para essa recuperação é:

- a) $\text{Cu}(\text{s})$.
- b) $\text{Pt}(\text{s})$.
- c) $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$.
- ☒ d) $\text{Sn}(\text{s})$.
- e) $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$.

11. (Enem)

A calda bordalesa é uma alternativa empregada no combate a doenças que afetam folhas de plantas. Sua produção consiste na mistura de uma solução aquosa de sulfato de cobre(II), CuSO_4 , com óxido de cálcio, CaO , e sua aplicação só deve ser realizada se estiver levemente básica.

A avaliação rudimentar da basicidade dessa solução é realizada pela adição de três gotas sobre uma faca de ferro limpa. Após três minutos, caso surja uma mancha avermelhada no local da aplicação, afirma-se que a calda bordalesa ainda não está com a basicidade necessária.

O quadro apresenta os valores de potenciais padrão de redução (E^0) para algumas semirreações de redução.

Semirreação de redução	E° (V)
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$	-2,87
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,04
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,52
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77

MOTTA, I. S. *Calda bordalesa: utilidades e preparo*. Dourados: Embrapa, 2008 (adaptado).

A equação química que representa a reação de formação da mancha avermelhada é:

- a) $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cu}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}(\text{s}) + 2\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
b) $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
c) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
d) $3\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow 3\text{Ca}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$
x e) $3\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow 3\text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$

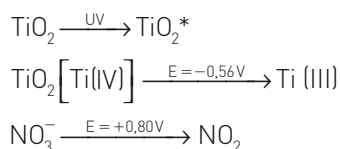
12. (UFPR)

A matéria “Holandeses inventam pavimento que absorve poluição”, veiculada na BBC Brasil em julho de 2013, mostra uma proposta de adicionar um catalisador na composição de pavimentos de modo a reduzir quantidade de poluentes da atmosfera, os quais são liberados pelos carros movidos a combustíveis fósseis.

Na proposta, os pesquisadores adicionaram óxido de titânio (TiO_2) na formulação do pavimento e monitoraram a redução de óxidos de nitrogênio (NO_x) da atmosfera onde os pavimentos foram instalados.

O TiO_2 é um semicondutor que absorve radiação UV do espectro solar, conforme mecanismo mostrado abaixo. O TiO_2^* (excitado pela radiação) adquire +3,2 V adicionais no potencial de redução.

(Disponível em <http://www.bbc.co.uk/portuguese/videos_e_fotos/2013/07/130716_pavement_catalitico_rp.shtml>. Acesso em jul. 2013).



- a) O TiO_2 é capaz de oxidar o dióxido de nitrogênio na ausência de luz? Por quê?
b) Calcule a variação de potencial padrão para a reação de oxidação do dióxido de nitrogênio pelo TiO_2^* .

13. (UFRGS-RS) Os potenciais padrão de redução, determinados mediante processos eletroquímicos, podem ser empregados para prever a esponta-

neidade de reações, mesmo quando essas não constituem pilhas ou baterias.

Observe o quadro a seguir.

$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	$E^\circ = 0,80\text{ V}$
$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{s})$	$E^\circ = -0,28\text{ V}$
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	$E^\circ = -1,66\text{ V}$
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{s})$	$E^\circ = -2,90\text{ V}$

Com base no quadro, considere as reações abaixo.

- I. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag} \rightarrow 2\text{AgNO}_3 + \text{Ba}$
II. $2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Co} \rightarrow 3\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Al}$
III. $3\text{AgNO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Ag}$

Quais reações serão espontâneas?

- a) Apenas I.
b) Apenas II.
x c) Apenas III.
d) Apenas I e III.
e) I, II e III.

14. (Uespi) Considere a tabela abaixo com os potenciais padrão de redução e analise as afirmações a seguir:

Semirreação	Potenciais padrão de redução, E° (v)
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,34
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,23

1. Quando uma placa de níquel é mergulhada numa solução aquosa contendo íons Pb^{2+} , ocorre deposição do chumbo metálico sobre a placa de níquel.
2. Quando um fio de cobre é mergulhado numa solução aquosa contendo íons Pb^{2+} , ocorre deposição do chumbo metálico sobre o fio de cobre.
3. Numa pilha montada com os pares Ni^{2+}/Ni e Cu^{2+}/Cu , o eletrodo de cobre metálico funcionará como cátodo.

Está(ão) correta(s):

- a) 1, 2 e 3.
b) 1 e 2 apenas.
c) 2 e 3 apenas.
x d) 1 e 3 apenas.
e) 1 apenas.

Corrosão e proteção de metais

Corrosão é a deterioração de metais causada pelo processo eletroquímico que ocorre nas reações de oxirredução.

O processo de corrosão mais comum é o que ocorre com o ferro. Estima-se que aproximadamente 20% de todo o ferro produzido anualmente é utilizado para repor objetos de ferro corroídos.

// As corrosões são comuns no nosso dia a dia: a formação de ferrugem em objetos de ferro, o escurecimento da prata, a formação do azinhavre (camada verde de carbonato de cobre sobre objetos de cobre), etc.



M Itani/Alamy/Glow Images



Thinkstock/Getty Images

// A corrosão pode colocar em risco a vida de pessoas, uma vez que enfraquece estruturas internas de edifícios e de pontes, por exemplo.

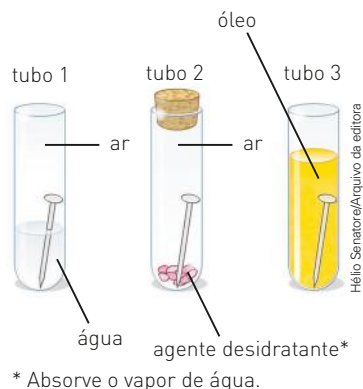


sareshcheewin/Shutterstock

Corrosão do ferro

A corrosão do ferro, bem como a de outros metais, está relacionada com a capacidade que um metal tem de se oxidar (agente redutor) e com a capacidade de uma espécie, como o oxigênio (O_2), se reduzir (agente oxidante). A temperatura e as concentrações dos reagentes afetam as reações de corrosão.

Vamos considerar o experimento representado a seguir, em que um prego de ferro é introduzido em três tubos, cada qual contendo uma substância diferente: água, agente higroscópico (ou desidratante) e óleo, respectivamente.

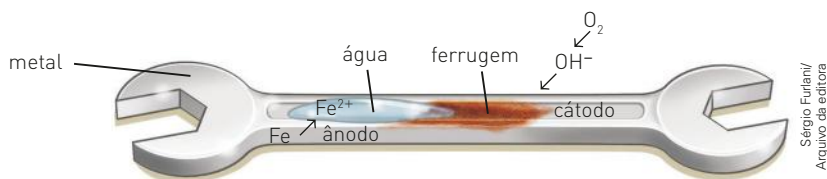
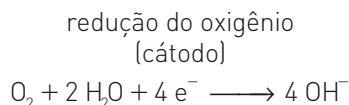
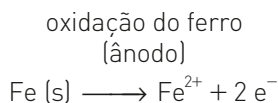


Após certo tempo, notamos que:

- no tubo 1 ocorreu corrosão do prego;
- no tubo 2 não ocorreu alteração no prego (sem corrosão do prego);
- no tubo 3 não ocorreu alteração no prego (sem corrosão do prego).

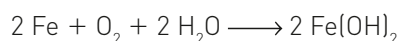
Após o término dos experimentos, podemos concluir que, para que o prego de ferro sofra corrosão, é necessário que ele esteja na presença de ar (O_2) e água (H_2O).

As reações envolvidas na formação da ferrugem são:

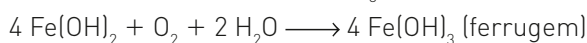


A presença de íons dissolvidos na água facilita o fluxo de elétrons pelo metal, favorecendo a formação da ferrugem. Isso explica por que em regiões litorâneas a ferrugem se forma mais rapidamente.

A reação global pode ser representada pela equação:



O $Fe(OH)_2$ é normalmente oxidado a $Fe(OH)_3$:



Muitas vezes, a ferrugem é representada por $Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$; alguns autores a representam pela fórmula $Fe_2O_3 \cdot xH_2O(s)$.

Proteção contra a corrosão

A ferrugem pode ser evitada utilizando-se revestimentos de proteção, como tintas, graxas, óleos, esmaltes ou alguns metais mais resistentes à corrosão. Podem ser usados também metais que, apesar de serem mais reativos que o ferro, quando se oxidam, formam um óxido que adere ao ferro, revestindo-o e protegendo-o.

Vladimir Mulder/Shutterstock



// Tanque no qual ocorre o processo de galvanização.

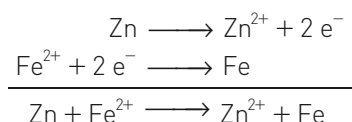
Revestimento do ferro com zinco

Uma maneira muito comum de proteger um metal da corrosão — normalmente ferro ou aço — é a aplicação de uma fina camada de outro metal para revestimento. O processo de revestimento feito com zinco sobre o ferro ou o aço é conhecido por **galvanização**.

O revestimento de zinco impede o contato direto do ferro com o ar e a água. Se o objeto galvanizado sofre algum “risco”, o ferro fica exposto ao ar e se oxida:

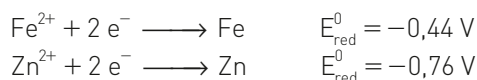


No entanto, imediatamente, o zinco do revestimento também se oxida, fazendo com que o íon Fe^{2+} se reduza a Fe:



Em contato com o ar e a água, o Zn^{2+} origina o hidróxido de zinco, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, que se deposita sobre o ferro anteriormente exposto, impedindo que a corrosão do ferro prossiga.

O entendimento dessas reações pode ser feito pela análise dos potenciais de redução do ferro e do zinco representados pelas semirreações a seguir:



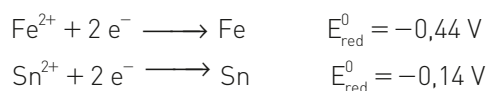
Podemos perceber que o zinco apresenta menor potencial de redução ($-0,76\text{ V}$); portanto, sua oxidação é mais fácil de ocorrer, ou seja, ele perde elétrons com mais facilidade que o ferro.

Revestimento do ferro com estanho

Esse tipo de revestimento é usado para a fabricação da **folha de flandres** ou **lata**.

A finalidade do revestimento com estanho é, simplesmente, proteger o ferro, impedindo-o de ficar exposto ao ar e à água. Se a lata é riscada ou amassada, e parte do revestimento de estanho se perde, o ferro exposto ao ar se oxida, sofrendo corrosão rapidamente.

Observando os potenciais E_{red}^0 , temos:



Note que o potencial de redução do Fe^{2+} é menor que o do Sn^{2+} . Assim, o potencial de oxidação do ferro é maior que o do estanho, ou seja, o ferro perde elétrons mais facilmente, o que acarreta sua corrosão.

Still Images/Getty Images



// As latas de ferro de vários alimentos são revestidas internamente com estanho.



Por que não devemos comprar latas de conservas amassadas?

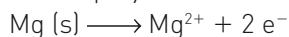
Proteção com eletrodo ou com metal de sacrifício

Para proteger o ferro ou o aço da corrosão, podemos utilizar outro metal que apresenta uma tendência maior de perder elétrons (maior potencial de oxidação). Esse metal se oxida e evita a corrosão do ferro, sendo, por isso, chamado de **metal de sacrifício**.

Um metal normalmente utilizado com essa finalidade é o magnésio.

$$E_{\text{oxi}}^0(\text{Mg}) = +2,36 \text{ V} > E_{\text{oxi}}^0(\text{Fe}) = +0,44 \text{ V}$$

De acordo com a equação:



podemos perceber que o magnésio, quando se oxida, perde elétrons para o ferro, que permanece protegido. As placas de magnésio devem, portanto, ser substituídas por novas, esporadicamente.

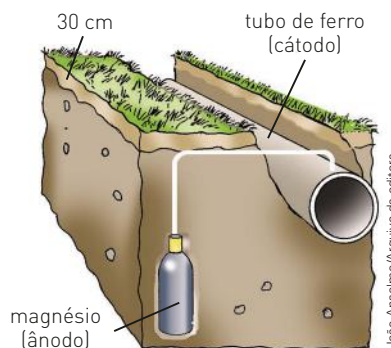
Essa substituição é uma medida prática e econômica para proteger, por exemplo, uma tubulação de oleoduto, pois é bem mais barato colocar uma nova placa de magnésio do que substituir todo o oleoduto.

Além do magnésio, existem outros metais que podem ser utilizados como metais de sacrifício. A condição para que isso ocorra é que seu potencial de oxidação seja maior que o potencial de oxidação do metal a ser protegido.

// Tanques de aço contendo combustível apresentam placas de magnésio que os protegem. Isso também acontece em navios e oleodutos, por exemplo.



Sérgio Furlan/Arquivo da editora



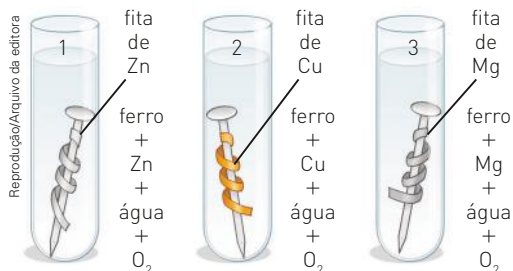
Jão Anselmo/Arquivo da editora

Exercício resolvido

(FMTM-MG) Considerando a ampla utilização dos metais no mundo moderno, a corrosão do metal ferro é um problema de grande importância nos países industrializados.

Estudos realizados sobre o assunto mostram que o contato com certos metais pode retardar, impedir ou acelerar a formação de ferrugem.

Considere a ilustração a seguir e os potenciais-padrão de redução.



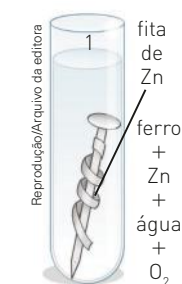
Potenciais-padrão de redução	E^0 (T = 298,18 K)
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,37 V
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76 V
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44 V
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34 V
$\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$	+0,41 V

Ocorrerá corrosão do prego:

- a) somente nos tubos 1 e 2.
- b) somente no tubo 2.
- c) somente nos tubos 1 e 3.
- d) nos tubos 1, 2 e 3.
- e) somente no tubo 1.

Solução

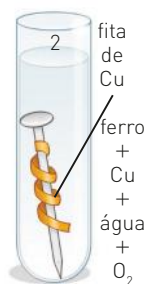
A corrosão do prego de ferro ocorre quando o potencial de oxidação do ferro é maior que o do metal presente na fita ou, ainda, quando o potencial de redução do ferro é menor que o do metal presente na fita. Analisando as três situações:



$$E_{\text{red}}^0 \text{Fe}^{2+} > E_{\text{red}}^0 \text{Zn}^{2+}$$

$$-0,44 > -0,76 \text{ V}$$

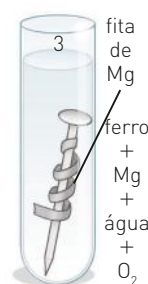
Não ocorre corrosão do ferro.



$$E_{\text{red}}^0 \text{Fe}^{2+} < E_{\text{red}}^0 \text{Cu}^{2+}$$

$$-0,44 < +0,34 \text{ V}$$

Ocorre corrosão do ferro.



$$E_{\text{red}}^0 \text{Fe}^{2+} > E_{\text{red}}^0 \text{Mg}^{2+}$$

$$-0,44 > -2,37 \text{ V}$$

Não ocorre corrosão do ferro.

Fundamentando seus conhecimentos

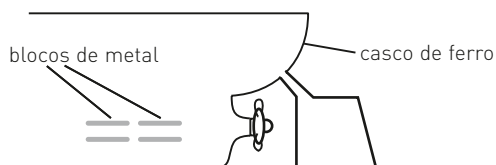
1. A ferrugem pode ser representada pela fórmula Fe₂O₃ · 3 H₂O. Quais substâncias devem reagir com o ferro para que ocorra a formação da ferrugem?

2. A palha de aço na imagem abaixo está enferrujada? Por quê?



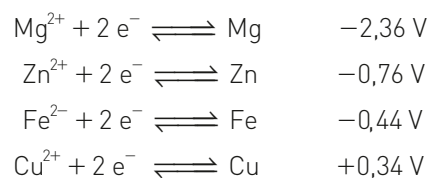
Isarescheewin/Shutterstock

3. Considere uma palha de aço seca e outra umedecida com água. Qual delas irá enferrujar mais rapidamente? Por quê?
4. A ilustração abaixo mostra blocos de um metal acoplados ao casco de ferro de um navio:

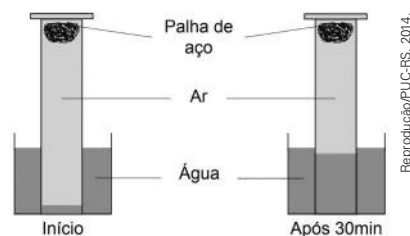


Banco de imagens/Arquivo da editora

Esses blocos de metal se oxidam, evitando a corrosão das chapas de ferro do casco do navio. Utilizando os potenciais apresentados a seguir, indique qual(is) metal(is) pode(m) ser utilizado(s) para essa finalidade.



5. (PUC-RS) Em temperatura ambiente, colocou-se uma porção de palha de aço, previamente lavada com ácido acético para remoção de óxidos, no fundo de uma proveta. Imediatamente, colocou-se a proveta emborcada em um copo com água. Observou-se, após cerca de 30 minutos, que a água aumentou de volume dentro da proveta, conforme ilustração.



Reprodução/PUC-RS, 2014.

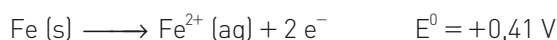
A hipótese mais provável para explicar o ocorrido é que

- a) parte do ar dissolveu-se na água, fazendo com que a água ocupasse o lugar do ar dissolvido.
- b) o ar contraiu-se pela ação da pressão externa.
- c) 79% da quantidade de ar reagiu com a palha de aço.
- d) parte da água vaporizou-se, pois o sistema está à temperatura ambiente.
- x e) o oxigênio presente no ar reagiu com o ferro da palha de aço, formando óxido de ferro.

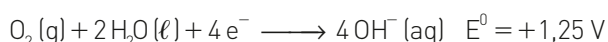
Pegue dois pacotes de palha de aço. Deixe um aberto e um fechado. Após uma semana observe se ocorreu alguma modificação no conteúdo dos pacotes: caso exista alguma diferença entre o aspecto dos dois pacotes, como você pode explicar?

Desenvolvendo seus conhecimentos

A formação da ferrugem, reação entre ferro, oxigênio e água, pode ser equacionada em duas etapas. Uma região na superfície do metal atua como ânodo, e nela ocorre a oxidação, que pode ser representada pela seguinte equação.



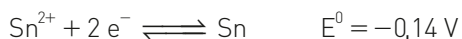
Uma outra região serve como cátodo, e nela o O_2 (g), em meio aquoso, captura os elétrons cedidos pelo ferro, que se reduzem.



Com base nas informações, responda às questões 1 a 4.

1. Classifique as reações indicadas em reações de oxidação ou redução.
2. O valor do potencial das semirreações mencionadas é de oxidação ou redução?
3. Escreva a equação da reação global.
4. Uma das maneiras de se proteger o ferro da oxidação é revesti-lo com uma camada de um outro metal, que irá se oxidar em seu lugar.

Dados:

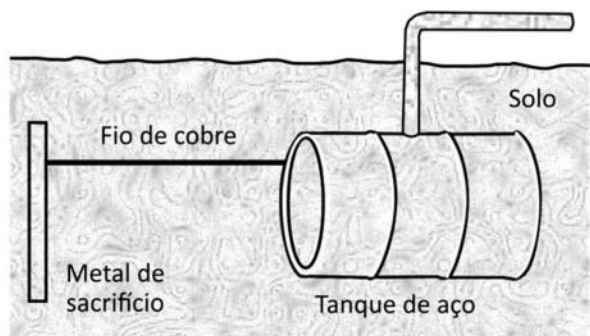


Entre os metais indicados, quais poderiam ser utilizados para proteger o ferro? Justifique sua resposta.

5. (Uern) As latas de conserva de alimento são feitas de aço. Para não enferrujar em contato com o ar e não estragar os alimentos, o aço nelas

contido é revestido por uma fina camada de estanho. Não se deve comprar latas amassadas, pois com o impacto, a proteção de estanho pode romper-se, o que leva à formação de uma pilha, de modo que a conserva acaba sendo contaminada. De acordo com esse fenômeno, é correto afirmar que:

- a) o ferro serve como metal de sacrifício.
 - ☒ b) o polo positivo da pilha formada é o estanho.
 - c) ao amassar a lata, o estanho passa a perder elétrons.
 - d) quando a lata é amassada, o ferro torna-se o cátodo da reação.
6. (Fuvest-SP) Um método largamente aplicado para evitar a corrosão em estruturas de aço enterradas no solo, como tanques e dutos, é a proteção catódica com um metal de sacrifício. Esse método consiste em conectar a estrutura a ser protegida, por meio de um fio condutor, a uma barra de um metal diferente e mais facilmente oxidável, que, com o passar do tempo, vai sendo corroído até que seja necessária sua substituição.



Burrows, et al. *Chemistry*³, Oxford, 2009. Adaptado.

Um experimento para identificar quais metais podem ser utilizados como metal de sacrifício consiste na adição de um pedaço de metal a diferentes soluções contendo sais de outros metais, conforme ilustrado, e cujos resultados são mostrados na tabela. O símbolo (+) indica que foi

observada uma reação química e o (–) indica que não se observou qualquer reação química.



	Metal X			
Soluções	Estanho	Alumínio	Ferro	Zinco
SnCl_2		+	+	+
AlCl_3	–		–	–
FeCl_3	–	+		+
ZnCl_3	–	+	–	

Da análise desses resultados, conclui-se que pode(m) ser utilizado(s) como metal(is) de sacrifício para tanques de aço:

- ☒ a) Al e Zn. d) somente Al.
☐ b) somente Sn. e) Sn e Zn.
☐ c) Al e Sn.

7. (Uece) Para preservar o casco de ferro dos navios contra os efeitos danosos da corrosão, além da pintura são introduzidas placas ou cravos de certo material conhecido como “metal de sacrifício”. A função do metal de sacrifício é sofrer oxidação no lugar do ferro. Considerando seus conhecimentos de química e a tabela de potenciais de redução impressa abaixo, assinale a opção que apresenta o metal mais adequado para esse fim.

Metal	Potencial de redução em volts
Cobre	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0 \quad E^0 = +0,34$
Ferro	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0 \quad E^0 = -0,44$
Magnésio	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^0 \quad E^0 = -2,37$
Potássio	$\text{K}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{K}^0 \quad E^0 = -2,93$
Cádmio	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}^0 \quad E^0 = -0,40$

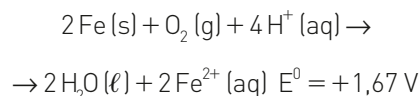
- ☐ a) Potássio ☐ c) Cobre
☐ b) Cádmio ☒ d) Magnésio

Desafiando seus conhecimentos

1. (Unicamp-SP) “Ferro Velho Coisa Nova” e “Compro Ouro Velho” são expressões associadas ao comércio de dois materiais que podem ser reaproveitados. Em vista das propriedades químicas dos dois materiais mencionados nas expressões, pode-se afirmar corretamente que:

- ☐ a) nos dois casos as expressões são apropriadas, já que ambos os materiais se oxidam com o tempo, o que permite distinguir o “novo” do “velho”.
☐ b) nos dois casos as expressões são inapropriadas, já que ambos os materiais se reduzem com o tempo, o que não permite distinguir o “novo” do “velho”.
☐ c) a primeira expressão é apropriada, pois o ferro se reduz com o tempo, enquanto a segunda expressão não é apropriada, pois o ouro é um material inerte.
☒ d) a primeira expressão é apropriada, pois o ferro se oxida com o tempo, enquanto a segunda expressão não é apropriada, pois o ouro é um material inerte.

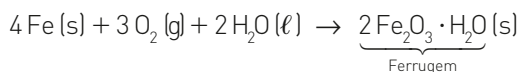
2. (Udesc) A corrosão do ferro metálico tem grande impacto econômico e ocorre espontaneamente na presença de oxigênio e de água acidificada. A principal reação química que descreve o processo é dada abaixo:



Sabendo-se que o potencial padrão de redução do oxigênio, em meio ácido, é +1,23 V e com base nas informações e na reação química, assinale a alternativa **correta**.

- ☐ a) O potencial padrão da semirreação de redução do ferro metálico é –1,45 V.
☐ b) O potencial padrão da semirreação de redução do ferro metálico é –0,22 V.
☒ c) O potencial padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é +0,44 V.
☐ d) O potencial padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é –0,44 V.
☐ e) O potencial padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é +2,90 V.

3. (Enem) Utensílios de uso cotidiano e ferramentas que contêm ferro em sua liga metálica tendem a sofrer processo corrosivo e enferrujar. A corrosão é um processo eletroquímico e, no caso do ferro, ocorre a precipitação do óxido de ferro (III) hidratado, substância marrom pouco solúvel, conhecida como ferrugem. Esse processo corrosivo é, de maneira geral, representado pela equação química:

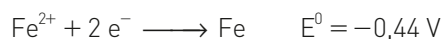


Uma forma de impedir o processo corrosivo nesses utensílios é:

- a) renovar sua superfície, polindo-a semanalmente.
- b) evitar o contato do utensílio com o calor, isolando-o termicamente.
- x c) impermeabilizar a superfície, isolando-a de seu contato com o ar úmido.
- d) esterilizar frequentemente os utensílios, impedindo a proliferação de bactérias.
- e) guardar os utensílios em embalagens, isolando-os do contato com outros objetos.

4. (UEPG-PR) As latas de conserva são compostas pela chamada folha de flandres (liga de ferro e carbono), recoberta por uma camada de estanho, para a sua proteção. Deve-se evitar comprar latas amassadas, porque, com o impacto, a proteção de estanho pode romper-se, o que leva à formação de uma pilha, de modo que a conserva acaba sendo contaminada.

Dados:



A respeito desse assunto, assinale o que for correto.

- 01) A reação da pilha produz quatro elétrons.
- 02) O ferro da folha de flandres oxida mais facilmente que a camada de estanho.
- 04) Quando uma lata é amassada, o ferro torna-se cátodo da reação.
- 08) A reação da pilha é $\text{Sn}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Sn} + \text{Fe}^{2+}$.

02 e 08.

5. (UPM-SP) Em instalações industriais sujeitas à corrosão, é muito comum a utilização de um metal de sacrifício, o qual sofre oxidação mais facilmente que o metal principal que compõe essa instalação, diminuindo, portanto, eventuais

desgastes dessa estrutura. Quando o metal de sacrifício encontra-se deteriorado, é providenciada sua troca, garantindo-se a eficácia do processo denominado proteção catódica.

Considerando uma estrutura formada predominantemente por ferro e analisando a tabela abaixo que indica os potenciais-padrão de redução (E^0_{red}) de alguns outros metais, ao ser eleito um metal de sacrifício, a melhor escolha seria:

Metal	Equação da semirreação	Potenciais-padrão de redução (E^0_{red})
Magnésio	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg(s)}$	-2,38 V
Zinco	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn(s)}$	-0,76 V
Ferro	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe(s)}$	-0,44 V
Chumbo	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb(s)}$	-0,13 V
Cobre	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu(s)}$	+0,34 V
Prata	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag(s)}$	+0,80 V

- x a) o magnésio.
- b) o cobre.
- c) o ferro.
- d) o chumbo.
- e) a prata.

6. (UFMG) Certos metais que se oxidam mais facilmente que o ferro podem ser usados na fabricação de eletrodos de sacrifício, que previnem a corrosão de objetos de ferro, como canos de água ou de esgoto. A proteção se baseia na oxidação preferencial desses metais no lugar do ferro. O quadro a seguir apresenta os potenciais padrão de redução para algumas semirreações ($T = 25^\circ\text{C}$):

$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}$	$E^0 = -2,37\text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$	$E^0 = -0,76\text{ V}$
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$	$E^0 = -0,44\text{ V}$
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}$	$E^0 = -0,25\text{ V}$
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}$	$E^0 = -0,14\text{ V}$
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$	$E^0 = +0,77\text{ V}$
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$	$E^0 = +0,80\text{ V}$

- a) Considerando-se que, numa primeira etapa da corrosão do ferro, ocorra a semirreação $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$, cite todos os metais do quadro apropriados para prevenir essa corrosão como eletrodo de sacrifício. Justifique a resposta.
- b) Calcule o ΔE^0 mais alto que se pode obter a partir da reação que envolve a redução do ferro (II) por um dos metais do quadro.
- c) Escreva a equação química balanceada do processo.

7. (Enem) O boato de que os lacres das latas de alumínio teriam um alto valor comercial levou muitas pessoas a juntarem esse material na expectativa de ganhar dinheiro com sua venda. As empresas fabricantes de alumínio esclarecem que isso não passa de uma “lenda urbana”, pois, ao retirar o anel da lata, dificulta-se a reciclagem do alumínio. Como a liga da qual é feito o anel contém alto teor de magnésio, se ele não estiver junto com a lata, fica mais fácil ocorrer a oxidação do alumínio no forno. A tabela apresenta as semirreações e os valores de potencial padrão de redução de alguns metais:

Semirreação	Potencial-padrão de redução (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34

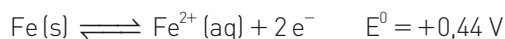
Disponível em: www.sucatas.com. Acesso em: 28 fev. 2012 [adaptado].

Com base no texto e na tabela, quais metais poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio, ou seja, proteger o alumínio da oxidação nos fornos e não deixar diminuir o rendimento da sua reciclagem?

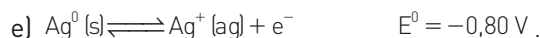
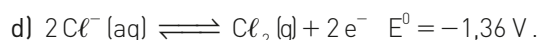
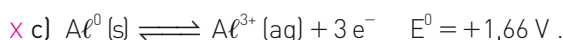
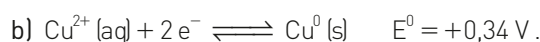
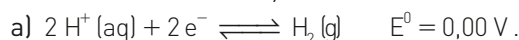
- a) Somente o lítio, pois ele possui o menor potencial de redução.
- b) Somente o cobre, pois ele possui o maior potencial de redução.
- c) Somente o potássio, pois ele possui potencial de redução mais próximo do magnésio.
- d) Somente o cobre e o zinco, pois eles sofrem oxidação mais facilmente que o alumínio.
- x e) Somente o lítio e o potássio, pois seus potenciais de redução são menores do que o do alumínio.

8. (PUC-RS) Para responder à questão, analise as informações a seguir.

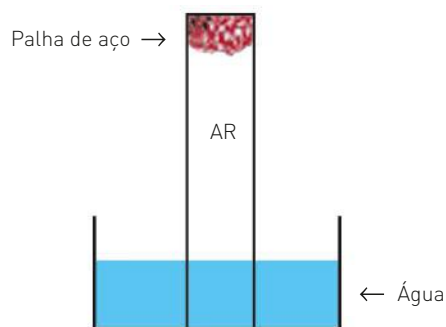
Em embarcações pequenas com casco de aço, é comum e vantajoso evitar a corrosão pelo método da proteção catódica. Esse método consiste no emprego de placas de metais ou ligas metálicas, as quais, ao serem conectadas eletricamente ao casco, são capazes de gerar uma diferença de potencial suficiente para manterem o metal do casco reduzido. No aço, o principal processo de oxidação pode ser representado por:



Considerando as informações, a equação associada a um processo adequado de proteção catódica de um casco de aço é:



9. (Uece) Um estudante de química introduziu um chumaço de palha de aço no fundo de uma proveta e inverteu-a em uma cuba de vidro contendo água, conforme a figura abaixo.

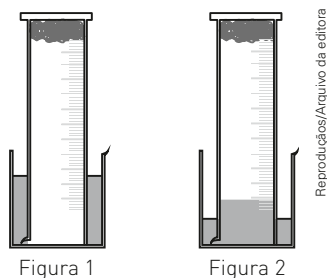


Um dia depois, ao verificar o sistema, o estudante percebeu que o nível da água no interior da proveta havia subido e a palha de aço estava enferrujada. Assim, ele concluiu acertadamente que:

- a) a elevação do nível da água da proveta é ocasionada pela pressão osmótica.
- b) o metal da palha de aço ganhou elétrons, sofrendo redução.
- c) não houve interferência da pressão externa no experimento.
- x d) o experimento permite calcular o percentual de oxigênio no ar atmosférico.

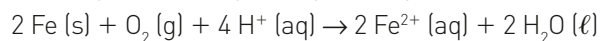
10. (UFMG) Para determinar a quantidade de O_2 (g) constituinte do ar atmosférico, um grupo de estudantes desenvolveu este experimento: Um chumaço de palha de aço, embebido em vinagre, foi colocado no fundo de uma proveta. Em seguida, a proveta foi emborcada em um béquer contendo água, como indicado na figura 1.

Alguns minutos depois, a palha de aço apresentava sinais de oxidação e o nível da água no interior da proveta havia subido, como representado na figura 2.



- a) Considerando que a proveta tenha 25 cm de altura e que o nível da água em seu interior subiu 5 cm, calcule a porcentagem, em volume, de gás oxigênio contido no ar atmosférico. Suponha que o volume da palha de aço seja desprezível e que todo O_2 no interior da proveta tenha sido consumido.

Em presença de oxigênio e em meio ácido, a palha de aço, que é composta principalmente de ferro, sofre oxidação. Essa reação pode ser representada pela equação química:



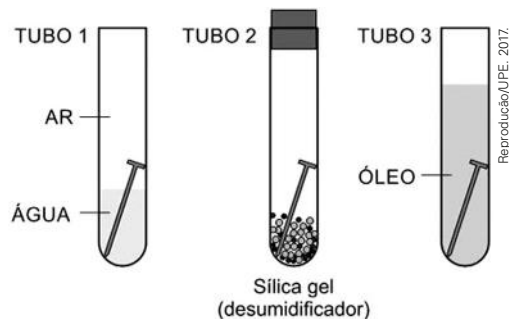
- b) Calcule a massa, em gramas, de ferro oxidado na palha de aço, considerando a resposta ao item acima e sabendo, ainda, que:
- cada centímetro de altura da proveta corresponde a um volume de 7 cm^3 ;
 - o volume molar de um gás a 25°C e 1 atm é igual a $24,5 \text{ L}$.

O mesmo experimento pode ser realizado utilizando-se um pedaço de palha de aço umedecida somente com água. Nesse caso, o processo levará alguns dias para ocorrer completamente. Neste quadro estão apresentados os potenciais padrão de redução de três semirreações.

Semirreações	$E^0 \text{ (V)}$
$\text{O}_2 \text{ (g)} + 4 \text{OH}^+ \text{ (aq)} + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O (l)}$	+1,23
$\text{O}_2 \text{ (g)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^- \text{ (aq)}$	+0,40
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe (s)}$	-0,44

- c) A partir dos dados desse quadro e de informações anteriormente fornecidas, escreva a equação química que representa a reação de oxidação do ferro sem a presença do ácido e calcule a diferença de potencial dessa reação.

11. (UPE/SSA) Analise a seguinte imagem:

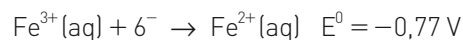


(Disponível em: <http://www.seara.ufc.br/sugestoes/quimica/quimica003.htm>) Adaptado.

O prego vai enferrujar, apenas,

- ✗ a) no tubo 1.
b) no tubo 2.
c) no tubo 3.
d) nos tubos 1 e 2.
e) nos tubos 2 e 3.

12. (PUC-SP) Dados:

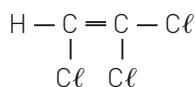


A formação da ferrugem é um processo natural e que ocasiona um grande prejuízo. Estima-se que cerca de 25% da produção anual de aço é utilizada para repor peças ou estruturas oxidadas. Um estudante resolveu testar métodos para evitar a corrosão em um tipo de prego. Ele utilizou três pregos de ferro, um em cada tubo de ensaio. No tubo I, ele deixou o prego envolto por uma atmosfera contendo somente gás nitrogênio e fechou o tubo. No tubo II, ele enrolou um fio de cobre sobre o prego, cobrindo metade de sua superfície. No tubo III, ele cobriu todo o prego com uma tinta aderente.

Após um mês o estudante verificou formação de ferrugem

- a) em nenhum dos pregos.
b) apenas no prego I.
✗ c) apenas no prego II.
d) apenas no prego III.
e) apenas nos pregos I e II.

Uma corrosão útil



// Fórmula estrutural do tricloroeteno.

Compostos formados por carbono, hidrogênio e cloro (hidrocarbonetos clorados) são os produtos, os subprodutos ou resíduos de muitos processos industriais.

Alguns desses compostos, como o tricloroeteno, são muito tóxicos. Em alguns processos industriais, eles são liberados no ar ou lançados no solo e acabam atingindo os lençóis freáticos, fontes de água para o consumo humano.

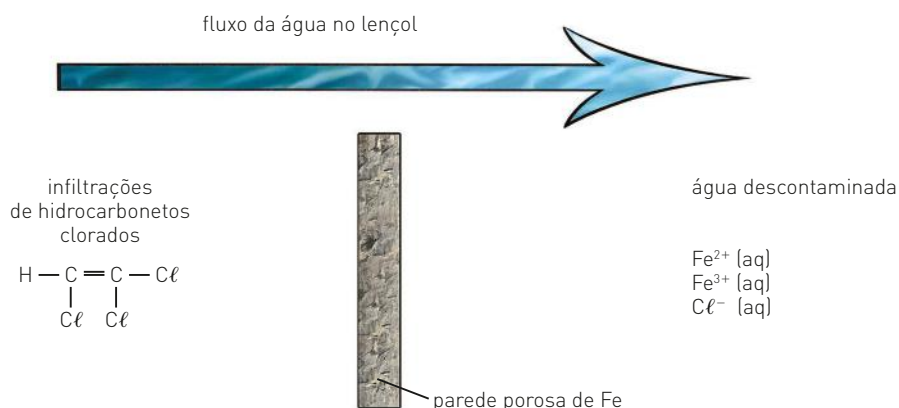
Essas substâncias organocloradas resistem à decomposição e permanecem na água durante longos períodos, contaminando-a e tornando-a imprópria para o consumo.

A descontaminação dessas águas tem sido um problema difícil de resolver há muitos anos.

Atualmente, um dos processos mais promissores é a construção de paredes porosas de ferro no trajeto dessas águas.

Quando a água contaminada com hidrocarbonetos clorados atravessa essas barreiras, ocorre uma reação de oxirredução, na qual são formados o cátion Fe^{2+} ou Fe^{3+} e o íon Cl^- , que não alteram o ambiente e não são tóxicos.

Um inconveniente desse processo é que, com o tempo, devido à corrosão do Fe, essas barreiras devem ser repostas.



Sérgio Furlani/ Arquivo da editora

Reflita

1. Dê as semirreações de oxidação que ocorrem com o ferro no processo descrito.
2. O que se pode afirmar a respeito do potencial de redução do ferro em relação ao do cloro?
3. Por que as paredes porosas de ferro devem ser repostas periodicamente?

// A água potável deve ser isenta de qualquer tipo de contaminante.



John Keith/Shutterstock

Pilhas comerciais e baterias

Syda Productions/Shutterstock



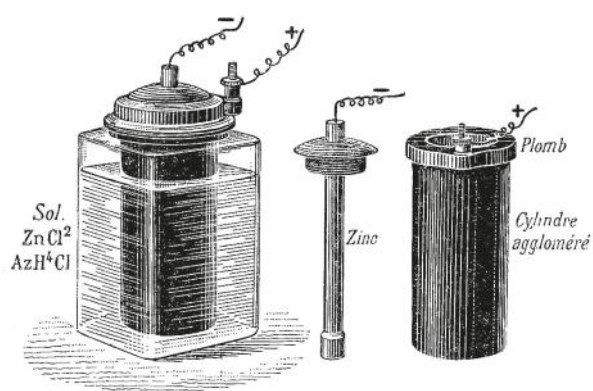
Você sabia que existem vários tipos de pilhas e baterias? E que cada uma delas é indicada para algum uso específico?

Neste capítulo você irá estudar sobre os variados tipos de pilhas e baterias, quais são as reações químicas envolvidas, suas indicações de uso e o descarte correto.

Pilhas comerciais

Pilha seca comum

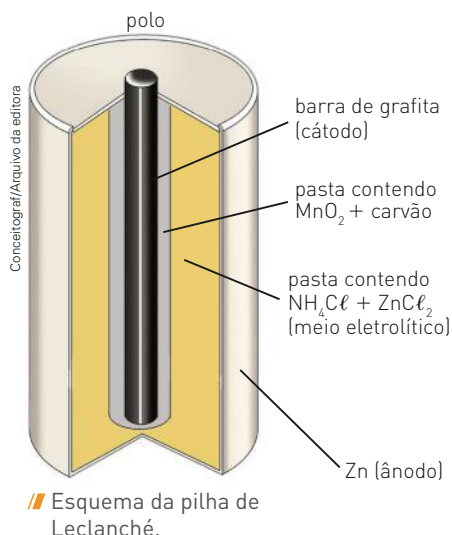
Este tipo de pilha foi inventado em 1866 pelo engenheiro elétrico francês George Leclanché (1839-1882) e é utilizado, atualmente, em rádios portáteis, brinquedos, relógios, lanternas, etc.



Gillard/Wikimedia Commons CC0 1.0

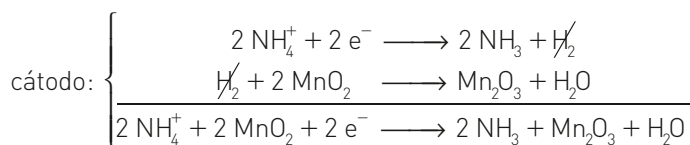
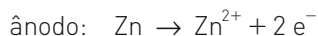
Fig. 293. — Élément Leclanché-Barbier.

// Pilha de Leclanché.



A pilha de Leclanché é formada por um invólucro de zinco, que funciona como o ânodo da célula e é separado das demais espécies químicas presentes na pilha por um papel poroso. O eletrodo central, o cátodo, é formado de grafita e está envolvido por uma camada de dióxido de manganês (MnO_2), por carvão em pó (C) e por uma pasta úmida contendo cloreto de amônio (NH_4Cl), cloreto de zinco (ZnCl_2) e água (H_2O).

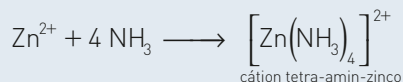
As reações que ocorrem quando o circuito está fechado são realmente complexas; porém, as mais prováveis são:



Uso diário das pilhas comuns

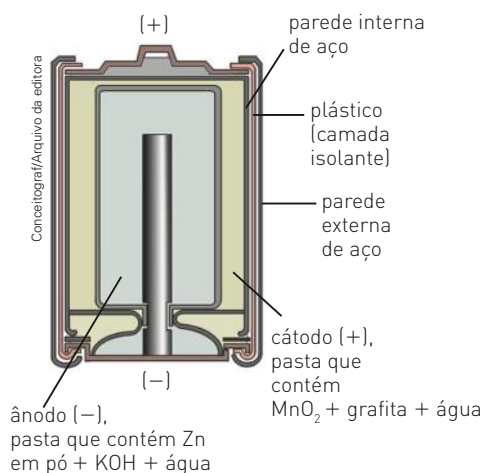
Se você deixar uma pilha dentro de um aparelho, o invólucro de zinco poderá sofrer corrosão, acarretando vazamento da pasta úmida (eletrólito) e danificando o aparelho.

Quando você utiliza continuamente uma pilha, a amônia (NH_3) formada na semirreação do cátodo envolve o bastão de grafita, dificultando a descarga e, com isso, diminuindo a voltagem. Retirando essa pilha do aparelho, após certo tempo ela irá funcionar de novo relativamente bem, pois os íons Zn^{2+} removem o NH_3 :



Colocando uma pilha já utilizada em um refrigerador, a diminuição da temperatura favorecerá a solubilidade da amônia que envolve a grafita na pasta úmida e, assim, a descarga ocorrerá mais facilmente, o que garante um melhor funcionamento temporário.

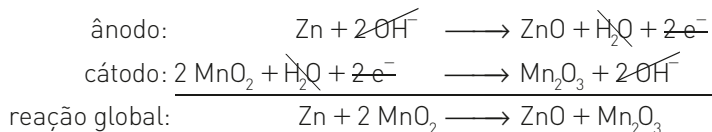
Essa pilha para de funcionar quando todo o dióxido de manganês (MnO_2) se transforma em óxido de manganês (Mn_2O_3), não sendo recarregável.



Pilha alcalina

Esse tipo de pilha é semelhante à de Leclanché. A diferença é que a sua mistura eletrolítica contém hidróxido de potássio (KOH), uma base fortemente alcalina, que substitui o NH_4Cl das pilhas comuns.

As reações que ocorrem nesse tipo de pilha são:



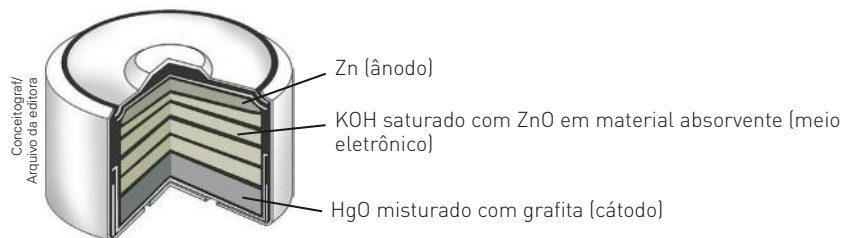
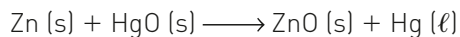
A pilha alcalina apresenta uma durabilidade maior que as pilhas comuns, mas também não é recarregável.

Pilha de mercúrio

As pilhas de mercúrio são muito utilizadas em relógios, câmeras fotográficas, aparelhos para melhorar a audição, calculadoras, etc.

O ânodo desse tipo de pilha é constituído de zinco; o cátodo é o óxido de mercúrio II, HgO (s) , e a solução eletrolítica é o hidróxido de potássio, KOH (aq) .

A reação global que ocorre na pilha de mercúrio é representada por:



// Esquema de pilha de mercúrio.



Acervo do autor/Arquivo da editora

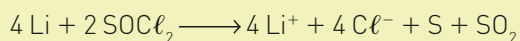
// Pilha de mercúrio e moeda de 1 centavo. Por serem pequenas, as pilhas de mercúrio podem ser usadas em relógios.

Pilha de lítio/iodo

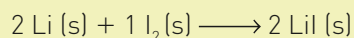
As pilhas de lítio são leves e originam uma grande voltagem ($\cong 2,8$ até $3,4$ volts), sendo desenvolvida inicialmente para serem usadas em marca-passos.

O ânodo desse tipo de pilha é o lítio metálico, enquanto o cátodo pode ser uma mistura complexa de substâncias, entre elas o cloreto de sulfurila (SOCl_2) ou um complexo de iodo.

A reação global da pilha de lítio com o cátodo de SOCl_2 pode ser representada por:



E a reação global da pilha de lítio com o cátodo de complexo de iodo pode ser representada por:



Svepan Photography/Shutterstock



// Marca-passos são aparelhos que funcionam por meio de pilhas de lítio. Esses aparelhos são implantados no organismo e enviam impulsos elétricos ao coração, auxiliando o seu funcionamento adequado. O tamanho aproximado de um marca-passo é de 5 cm de comprimento.

Descarte responsável

Rogério Reis/Pulsar Imagens



// Pilhas e baterias devem sempre ser descartadas em local adequado e específico.

O que você faz com as pilhas e as baterias velhas dos aparelhos elétricos que você tem em casa? Você costuma ler as informações das embalagens desses produtos?

Segundo dados de 2011, no Brasil são produzidas cerca de 800 milhões de pilhas comuns ao ano, cada uma delas com potencial de contaminação do solo por 50 anos.

Elementos como mercúrio, chumbo, níquel e cádmio, usados em pilhas e baterias, são altamente prejudiciais ao ambiente, aos seres humanos e a outros seres vivos. Alguns deles têm efeito cumulativo e permanecem por muito tempo nas cadeias alimentares.

É muito importante saber que existe uma legislação referente a isso. A Resolução Conama nº 401, de 4 de novembro de 2008, estabelece os limites máximos de chumbo, cádmio e mercúrio para pilhas e baterias comercializadas no país, sejam elas fabricadas aqui ou importadas. A resolução também define os critérios para coleta, reutilização, reciclagem, tratamento e descarte final desses dispositivos. Os revendedores têm a obrigação de manter postos de coleta à disposição do consumidor; os fabricantes têm a obrigação de cuidar das etapas seguintes até a destinação final.

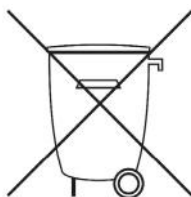
E mais: em seu texto há instruções detalhadas sobre as informações que devem constar das embalagens de pilhas e baterias, para que o consumidor seja devidamente alertado sobre os riscos à sua saúde e ao ambiente e sobre a necessidade de encaminhar pilhas e baterias usadas aos revendedores e às assistências técnicas, para a devida coleta.

Quanto ao descarte, a resolução proíbe formas inadequadas de disposição ou destinação final das pilhas e baterias de **quaisquer tipos**, como lançamento a céu aberto ou em aterro não licenciado, queima a céu aberto ou incineração em instalações e equipamentos não licenciados, lançamento em rios, lagos, praias, manguezais, pântanos, terrenos baldios, poços, esgotos, áreas sujeitas a inundações, entre outros locais.

Da próxima vez que adquirir esses produtos, preste atenção nas informações da embalagem e siga as orientações.

Fontes: Resolução Conama nº 401/2008 (disponível em: <<http://www.mma.gov.br/>>; <<http://super.abril.com.br/blogs/ideias-verdes/tag/pilhas-e-baterias/>>) (dados numéricos citados no texto). Acesso em: 3 abr. 2014.

// Não se deve descartar pilhas e baterias em lixeiras com esse símbolo.



Banco de imagens/
Arquivo da editora

// Símbolo da reciclagem.

Reflita

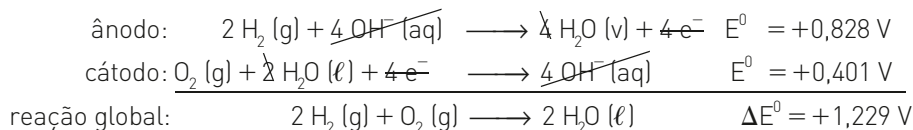
1. Busque na internet a Resolução Conama citada no texto. Leia-a na íntegra e discuta os principais pontos com seus colegas.
2. Muitas pessoas, por desconhecimento da legislação ou por hábito, descartam no lixo comum as pilhas usadas. Com seus colegas, pesquise mais informações sobre: danos ambientais e à saúde humana causados pela contaminação por chumbo, mercúrio e cádmio; descarte responsável de eletroeletrônicos; postos de coleta e reciclagem. Reúnam o material pesquisado e organizem, com a ajuda do professor, uma campanha de esclarecimento na escola e, se for viável, na comunidade.

Pilha de combustíveis

Este tipo de pilha utiliza combustíveis gasosos, como o gás hidrogênio (H_2) e o gás oxigênio (O_2), que irão reagir em um ambiente apropriado, podendo-se obter energia elétrica. É muito utilizado em veículos espaciais.

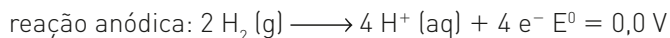
As pilhas de combustíveis apresentam três compartimentos, separados uns dos outros por eletrodos porosos e inertes. O H_2 é injetado em um compartimento, e o O_2 é injetado em outro. Esses gases se difundem pelos eletrodos e reagem com uma solução eletrolítica de caráter básico contida no compartimento central.

As semirreações que ocorrem são:

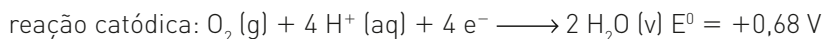


Outra pilha de combustíveis, usada atualmente em veículos elétricos, utiliza gás hidrogênio e gás oxigênio proveniente do ar e apresenta uma membrana, entre os eletrodos, que permite a troca de prótons (íons H^+).

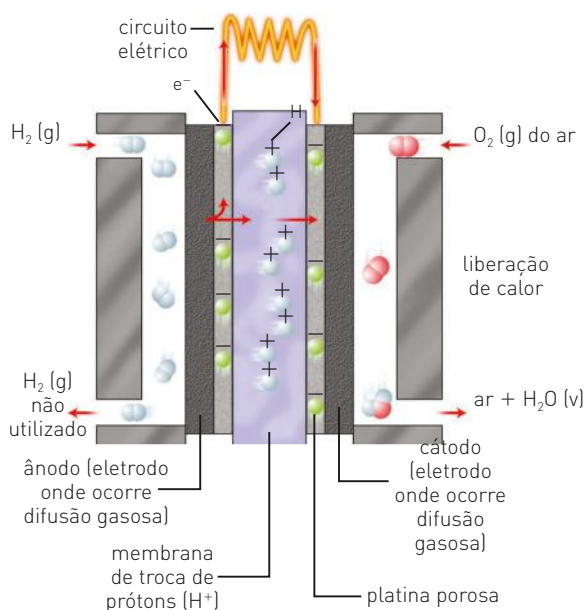
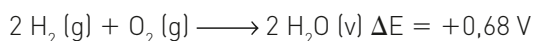
Nesse tipo de pilha, o gás hidrogênio, introduzido em uma câmara localizada ao lado do ânodo, passa através de uma parede porosa de platina, que irá acelerar a reação:



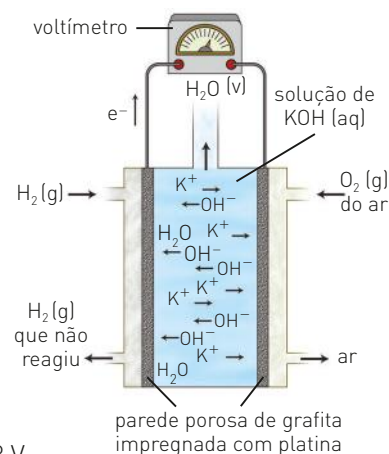
Os íons H^+ (aq) formados migram através da membrana de troca de prótons para o outro lado da célula onde ocorre a reação:



A reação global desse tipo de pilha pode ser representada pela equação:



Paulo César Pereira/Arquivo da editora



Paulo César Pereira/Arquivo da editora

Diferentemente das pilhas estudadas até agora, as pilhas de combustíveis podem funcionar por longos períodos de tempo, desde que recebam continuamente os reagentes.

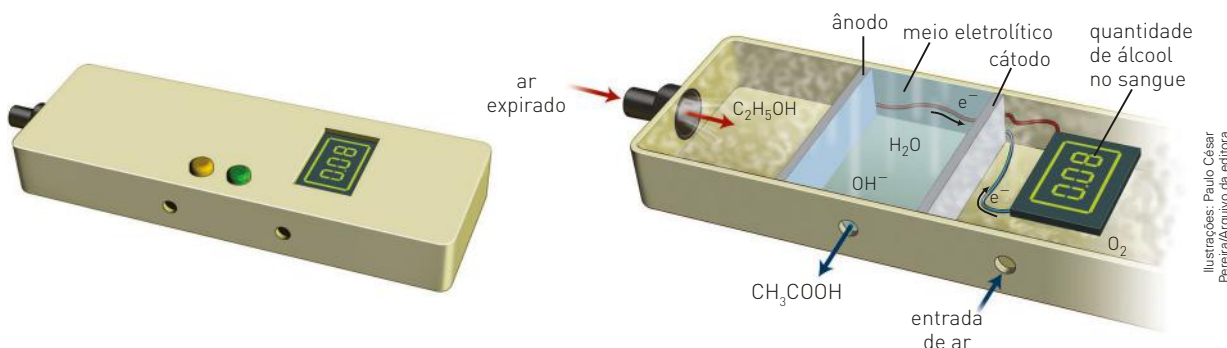
2 Você sabe qual o significado da terminologia AA e AAA das pilhas vendidas comercialmente?

Bafômetro e pilha de combustíveis

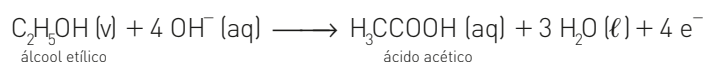
O bafômetro é um aparelho utilizado para medir a quantidade de álcool etílico na corrente sanguínea. É comumente utilizado em motoristas suspeitos de dirigir alcoolizados.

O bafômetro mede a quantidade de álcool presente no ar expirado, que é proporcional à quantidade de álcool presente na corrente sanguínea.

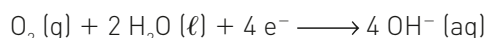
Um dos tipos mais modernos de bafômetro usa uma célula de combustível que tem dois eletrodos de platina.



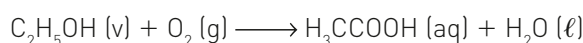
Quando uma pessoa assopra no bafômetro, introduz o álcool etílico, que é oxidado a ácido acético no ânodo. Essa semirreação pode ser representada por:



No outro eletrodo, o cátodo, o gás oxigênio é reduzido:



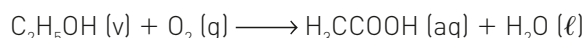
A reação global que ocorre nesse bafômetro corresponde à soma das duas semirreações:



Quanto maior a quantidade de álcool no sangue, maior será a corrente elétrica produzida.

Refleta

1. Observe abaixo a reação global que ocorre no bafômetro.



- Quem são os agentes oxidantes e redutores?
- Qual elemento recebe elétrons?
- Qual elemento tem a maior variação de Nox?
- Qual substância funciona como polo negativo?
- Qual substância tem o maior número de elétrons?

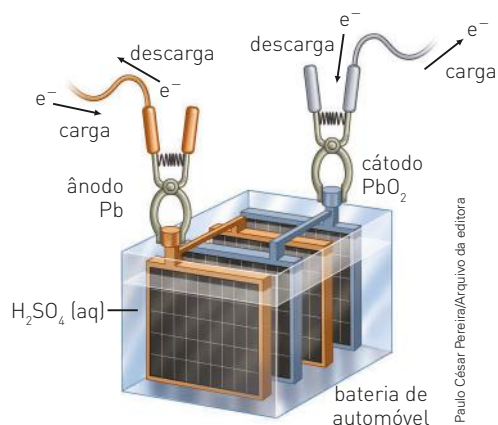
2. Qual a massa de álcool etílico capaz de ser oxidada pelo oxigênio presente em um volume de 500 mL de ar, a 25 °C e 1 atm?

(Dados: volume de O_2 no ar = 20%; massa molar álcool etílico = 46 g/mol.)

Baterias ou acumuladores de chumbo

A bateria comum de automóvel geralmente gera 6 ou 12 volts, dependendo do número de células usadas em sua construção. Internamente, a bateria contém certo número de células, ligadas em série, cada uma gerando 2 volts.

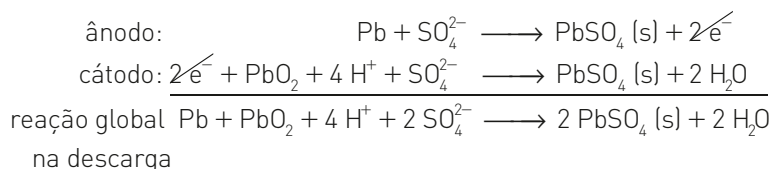
Nessa bateria o ânodo é feito de chumbo, e o cátodo, de óxido de chumbo IV, PbO_2 , ambos mergulhados em uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), de concentração igual a 30% em massa, o que corresponde a uma densidade de $1,28 \text{ g/cm}^3$.



Mede-se a densidade da solução ácida introduzindo o densímetro em um vaso central e retirando uma amostra. A boia interna do densímetro indica o valor da densidade.

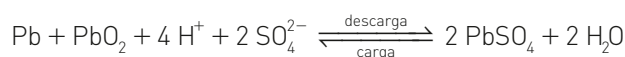


Quando o circuito externo está completo e a bateria está em operação (descarregando), ocorrem as seguintes reações:



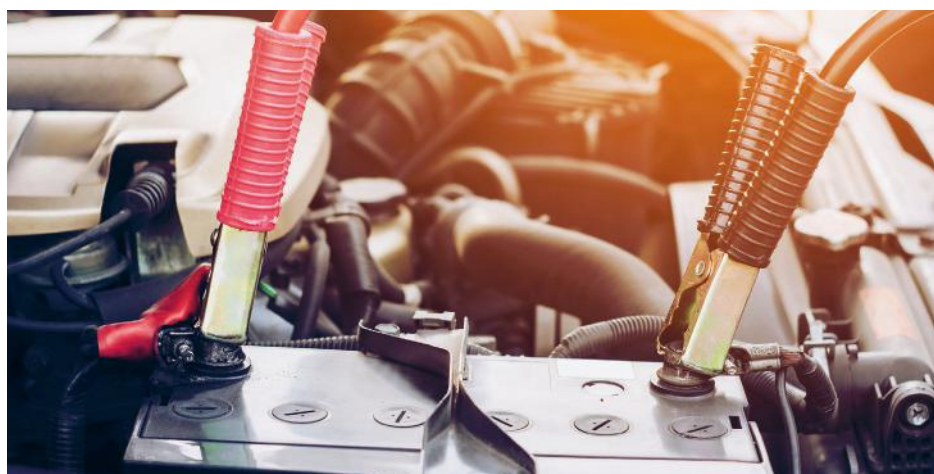
Note que o ácido sulfúrico está sendo consumido durante a descarga e que, com isso, a concentração da solução diminui gradativamente. Além disso, o PbSO_4 deposita-se, aos poucos, sobre os eletrodos. A recarga da bateria é feita pela aplicação de uma diferença de potencial de outra fonte, invertendo-se os polos. Desse modo, grande parte do H_2SO_4 consumido na descarga será regenerado, o que é feito pelo dínamo ou alternador do automóvel.

A reação global que apresenta a descarga e a carga da bateria pode ser representada pela equação:



Para estimar o grau de descarga de uma bateria, mede-se a densidade da solução ácida. Caso a bateria esteja descarregada, essa solução apresentará uma densidade inferior a $1,20 \text{ g/cm}^3$. A medida da densidade pode ser feita com a utilização de um densímetro.

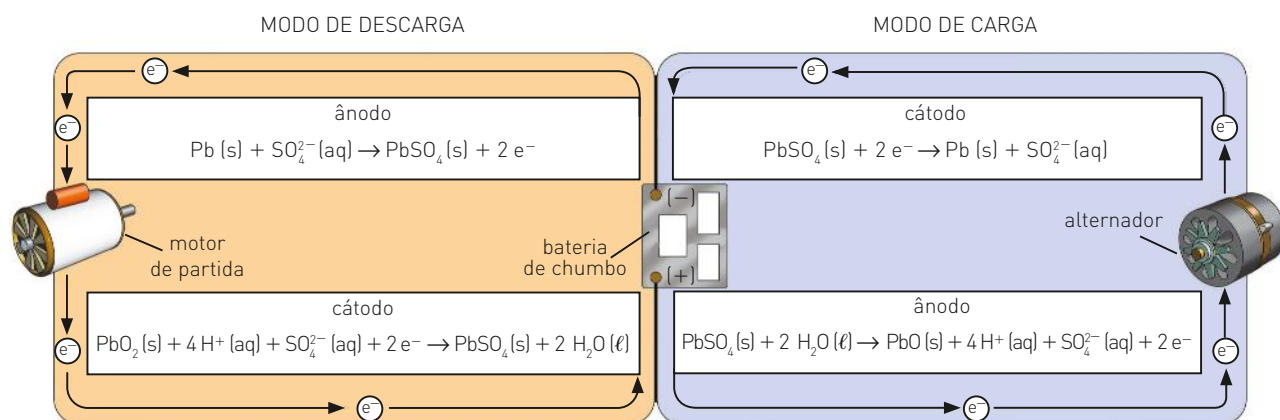
Quando a bateria está descarregada, ela pode ser recarregada usando-se uma corrente elétrica proveniente de uma fonte externa.



Lesterman/Shutterstock

// Para recarregar a bateria, pode-se recorrer a uma fonte externa de energia.

FUNCIONAMENTO DA BATERIA DE CHUMBO



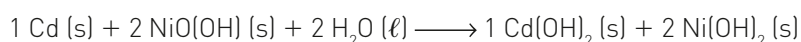
Banco de imagens/Arquivo da editora

Durante o funcionamento desse tipo de bateria, ocorre a decomposição de uma parte da água nos gases hidrogênio e oxigênio; por esse motivo, deve-se adicionar água destilada à bateria, para manter o nível e a concentração da solução adequados ao seu bom funcionamento.

Bateria de níquel-cádmio

Este tipo de bateria é muito utilizado em filmadoras, *flashes*, aparelhos eletrônicos portáteis, telefones, etc.

O ânodo da bateria de níquel-cádmio é feito do metal cádmio (Cd), o cátodo contém hidróxido de níquel III e a solução eletrolítica é hidróxido de potássio. A reação global dessa bateria durante a sua descarga é:



Como os hidróxidos de níquel e cádmio são insolúveis, eles acabam se depositando nos eletrodos. Quando isso ocorre, a bateria para de funcionar, mas, se fornecermos energia elétrica de uma fonte externa, a reação ocorre no sentido oposto, regenerando o cádmio e o níquel. Assim, a bateria volta a funcionar, isto é, ela é recarregável.

// Baterias de níquel-cádmio recarregáveis e recarregador.



art_photo_sib/Shutterstock

Exercício resolvido

1. (UFSCar-SP) O Brasil é pioneiro na produção em escala comercial de veículos movidos por motor de combustão interna utilizando combustível renovável. Nesses veículos, a energia é fornecida pela reação de combustão do etanol, segundo a reação representada pela equação balanceada

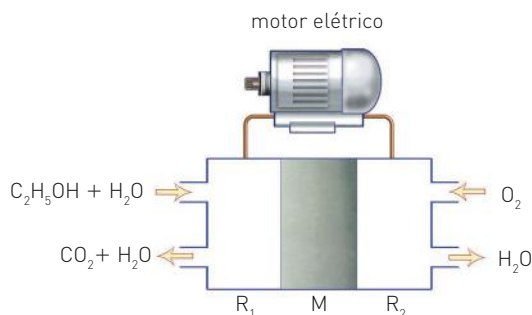


que se processa com rendimento energético global de 30%.

Em princípio, a mesma reação pode ser realizada numa célula de combustível, com a formação dos mesmos produtos. Na célula de combustível, a energia química armazenada no combustível é transformada diretamente em energia elétrica, com um rendimento energético de 50%. O esquema de uma célula de combustível baseada em membrana polimérica condutora de prótons é fornecido abaixo. Em que:

M: membrana de eletrólito polimérico, permeável a íons H^+ ;

R_1 e R_2 : recipientes contendo catalisadores adequados, onde se processam as semirreações.

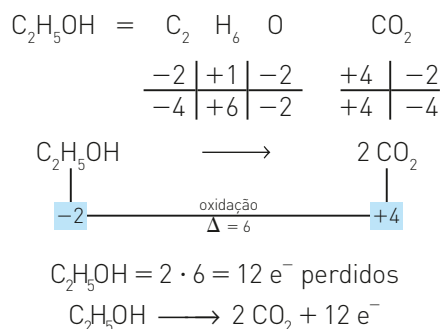


- Escreva as semirreações balanceadas que ocorrem no ânodo e no cátodo da célula de combustível.
- Calcule a quantidade de CO_2 , expressa em mol, que será formada para a produção de uma mesma quantidade de energia a partir do etanol, utilizando um motor de combustão interna e uma célula de combustível.

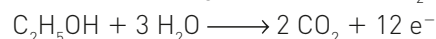
Sugestão: tome como base de cálculo a quantidade teórica de energia fornecida por um mol de etanol reagindo com O_2 .

Solução

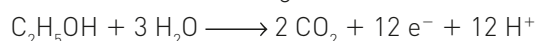
- a) Inicialmente devemos escrever as semirreações devidamente balanceadas; para isso devemos saber os Nox dos elementos.



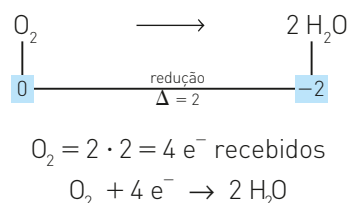
Devemos acertar o oxigênio colocando H_2O :



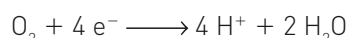
Devemos acertar o hidrogênio colocando H^+ :



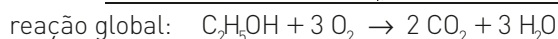
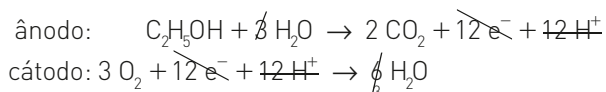
Essa é a reação de oxidação, isto é, reação anódica. Vamos escrever a reação que ocorre no cátodo ou reação catódica:



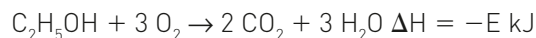
Vamos acertar o hidrogênio colocando H^+ :



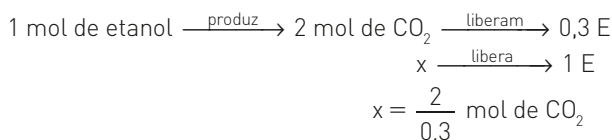
Essa é a reação de redução, isto é, reação catódica. Para determinarmos a reação global, o número de elétrons cedidos deverá ser igual ao número de elétrons recebidos.



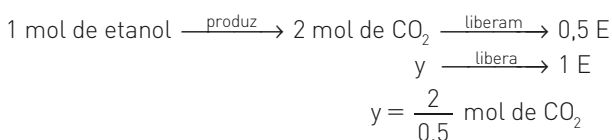
- b) Considerando ΔH de combustão do etanol igual a $-E$ kJ/mol de etanol:



Motor de combustão interna: rendimento = 30% E

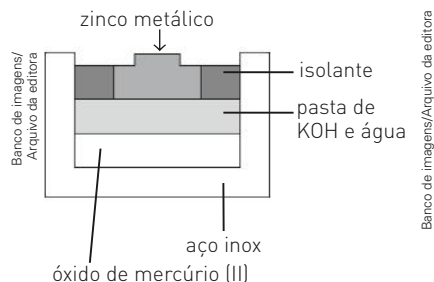


Célula combustível: rendimento = 50% E

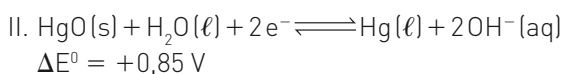
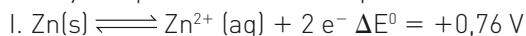


Fundamentando seus conhecimentos

O esquema abaixo é de uma pilha utilizada em relógios.



As reações que ocorrem nessa pilha são:

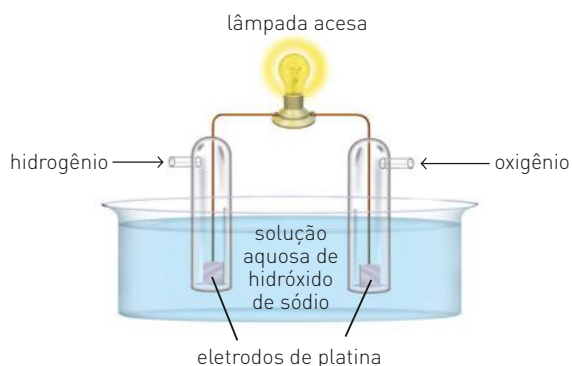


Com base nessas informações, responda às questões **1 a 7**.

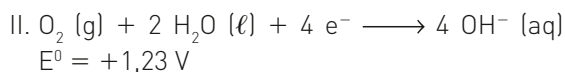
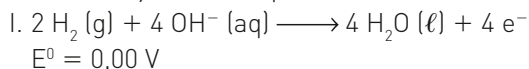
1. A reação I é de oxidação ou de redução?
2. A reação II é de oxidação ou de redução?
3. Indique o agente oxidante e o redutor na reação global.
4. Escreva em seu caderno a reação global.
5. Determine o ΔE^0 dessa reação.
6. De qual eletrodo partem os elétrons?
7. Com o funcionamento da pilha, indique se as quantidades das espécies Zn, HgO, Hg e OH^- vão aumentar ou diminuir.

Com base nas informações abaixo, responda às questões **8 a 13**.

O diagrama representa, simplificadamente, uma pilha a combustível que envolve a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio.

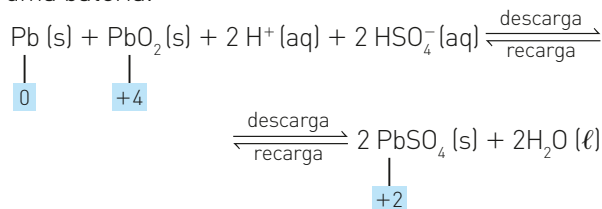


As semirreações dessa pilha são:



8. A semirreação I é de oxidação ou de redução?
9. A semirreação II é de oxidação ou de redução?
10. A semirreação I ocorre no ânodo ou no cátodo?
11. A semirreação II ocorre no ânodo ou no cátodo?
12. O fluxo de elétrons ocorre no sentido da semirreação I para a semirreação II. Essa afirmação está correta? Justifique sua resposta.
13. Escreva a reação global e determine o seu ΔE^0 .
Uma bateria de carro é, fundamentalmente, formada por placas de chumbo (Pb) e de óxido de chumbo IV (PbO_2) mergulhadas em solução aquosa de H_2SO_4 .

A equação abaixo representa o funcionamento de uma bateria.

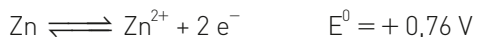


Com base nessas informações, responda às questões **14 a 22**.

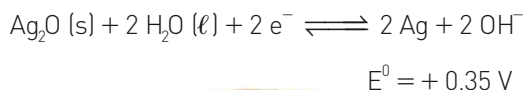
14. Na descarga, a transformação de Pb(s) em $\text{PbSO}_4(\text{s})$ é uma oxidação ou uma redução?
15. Na descarga, a transformação de $\text{PbO}_2(\text{s})$ em $\text{PbSO}_4(\text{s})$ é uma oxidação ou uma redução?
16. Na descarga, indique a espécie que perde elétrons.
17. Na descarga, indique a espécie que ganha elétrons.
18. Na descarga, a quantidade de chumbo (Pb) aumenta ou diminui?
19. Na descarga, a quantidade de $\text{PbSO}_4(\text{s})$ aumenta ou diminui?
20. Na descarga, a concentração de H^+ aumenta ou diminui?
21. Na recarga, a transformação de $\text{PbSO}_4(\text{s})$ em Pb(s) é uma oxidação ou uma redução?
22. Na recarga, a quantidade de $\text{PbO}_2(\text{s})$ aumenta ou diminui?

Desenvolvendo seus conhecimentos

Uma célula eletroquímica zinco-óxido de prata, utilizada em aparelhos auditivos como gerador de energia, baseia-se nas seguintes semirreações:



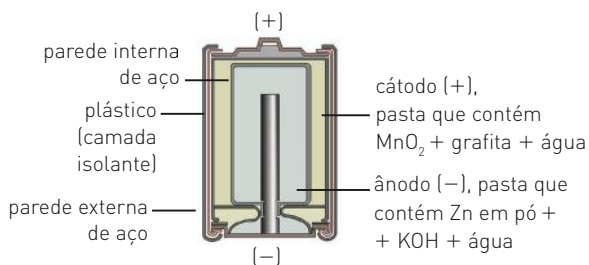
redução:



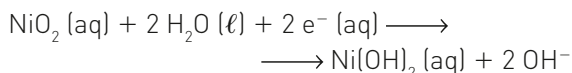
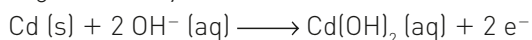
Com base nessas informações, responda às questões **1** a **5**.

1. Escreva a reação global e calcule o ΔE da pilha.
2. Qual eletrodo é o ânodo?
3. Qual eletrodo é o cátodo?
4. Qual eletrodo é o polo positivo?
5. Qual eletrodo é o polo negativo?
6. (UFRJ) Em 1866, George Leclanché inventou a pilha seca (pilha comum) que é atualmente utilizada em brinquedos, relógios, lanternas etc. As pilhas alcalinas são mais utilizadas, hoje em dia, devido ao seu rendimento ser de cinco a oito vezes maior que a pilha comum.

Reprodução/Arquivo da editora

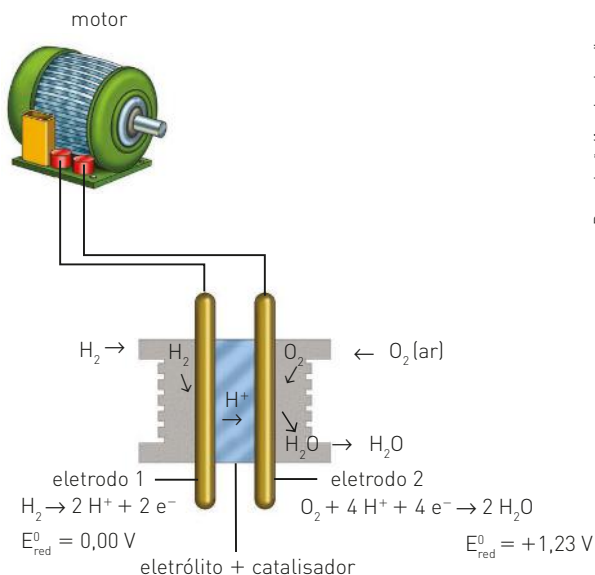


Na pilha alcalina de níquel-cádmio, ocorrem as seguintes reações:



A partir das equações da pilha de níquel-cádmio, escreva a equação global e identifique a reação anódica.

7. (UFRJ) Na busca por combustíveis mais “limpos”, o hidrogênio tem-se mostrado uma alternativa muito promissora, pois sua utilização não gera emissões poluentes. O esquema abaixo mostra a utilização do hidrogênio em uma pilha eletroquímica, fornecendo energia elétrica a um motor. Com base no esquema:



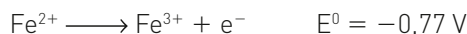
Reprodução/Arquivo da editora

- Identifique o eletrodo positivo da pilha. Justifique sua resposta.
 - Usando as semirreações, apresente a equação da pilha e calcule sua força eletromotriz.
8. (IME-RJ) Considere que a reação abaixo ocorra em uma pilha.



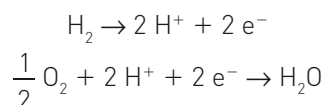
Assinale a alternativa que indica o valor correto do potencial-padrão dessa pilha.

Dados:



- a) +1,20 V.
- b) -0,43 V.
- c) +1,88 V.
- d) -1,20 V.
- x** e) +0,43 V.

9. (UFRGS-RS) Célula a combustível é uma alternativa para a produção de energia limpa. As semirreações da célula são



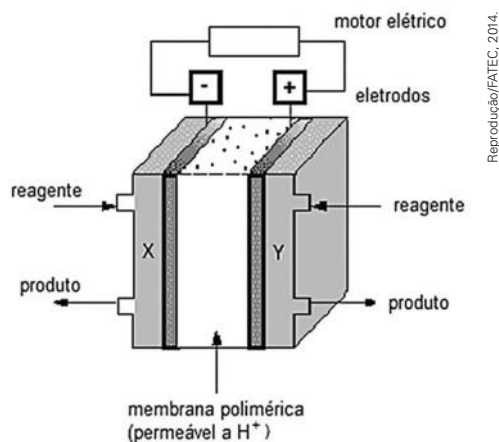
Sobre essa célula, pode-se afirmar que:

- a) H_2 é o gás combustível e oxida-se no cátodo.
 b) eletrólise da água ocorre durante o funcionamento da célula.
 c) H_2C e CO_2 são produzidos durante a descarga da célula.
 x d) célula a combustível é um exemplo de célula galvânica (pilha).
 e) O_2 é o gás comburente e reduz-se no ânodo.

10. (Fatec-SP) Os motores de combustão são frequentemente responsabilizados por problemas ambientais, como a potencialização do efeito estufa e da chuva ácida, o que tem levado pesquisadores a buscar outras tecnologias.

Uma dessas possibilidades são as células de combustíveis de hidrogênio que, além de maior rendimento, não poluem.

Observe o esquema:



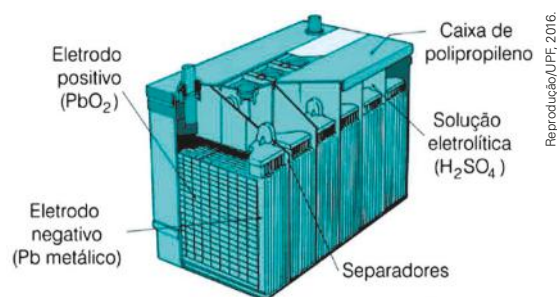
Semirreações do processo:

- ânodo: $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
- cátodo: $\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Sobre a célula de hidrogênio esquematizada, é correto afirmar que

- a) ocorre eletrólise durante o processo.
 b) ocorre consumo de energia no processo.
 c) o ânodo é o polo positivo da célula combustível.
 x d) a proporção entre os gases reagentes é $2 \text{H}_2 : 1 \text{O}_2$.
 e) o reagente que deve ser adicionado em X é o oxigênio.

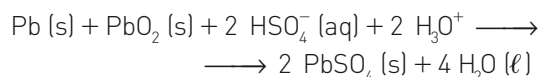
11. (UPF-RS) O chumbo metálico e seus derivados foram importantes para a sociedade por milhares de anos. Sua produção e consumo aumentaram significativamente a partir da Revolução Industrial. Assim como os usos, os efeitos nocivos são vários e conhecidos desde a antiguidade. Contudo, em função do conjunto de características físico-químicas que apresentam, sua utilização ainda se faz presente em baterias que são utilizadas em automóveis, por exemplo. A ilustração a seguir apresenta uma bateria ácido-chumbo.



(Disponível em: <http://qnint.sbq.org.br>. Acesso em 2 maio 2016)

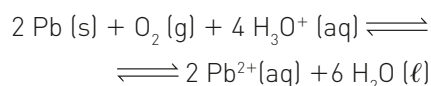
Considere as seguintes afirmativas:

- I. A bateria de ácido-chumbo é um dispositivo que, a partir de uma reação química, durante a descarga da bateria, produz energia elétrica, gerando uma quantidade de corrente elétrica por um certo período de tempo.
 II. Na representação da equação global da bateria:



o metal chumbo é reduzido pelo agente redutor ácido sulfúrico, formando o sulfato de chumbo II.

- III. O metal chumbo em um ambiente ácido e em presença de oxigênio se oxida facilmente ao cátion chumbo II, de acordo com a equação global representada:



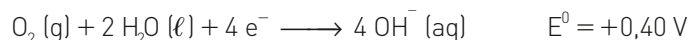
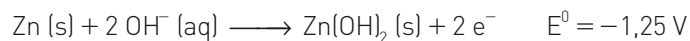
Está **correto** o que se afirma em:

- x a) I e III apenas.
 b) II e III apenas.
 c) II apenas.
 d) I, II e III.
 e) I e II apenas.

Desafiando seus conhecimentos

1. Uma pilha desenvolvida recentemente utiliza zinco e oxigênio do ar. Na confecção dessa pilha, são utilizadas partículas de zinco metálico misturadas a uma solução de KOH. Essas partículas reagem com O_2 .

As reações dessa pilha podem ser representadas pelas equações e seus potenciais de redução:

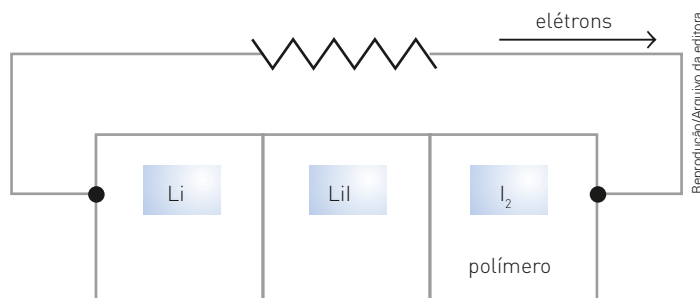


Com base nas afirmações, classifique os itens em verdadeiros ou falsos.

- F I. A fem é o ânodo (polo -).
- V II. A reação global pode ser representada por:
- $$2 Zn(s) + O_2(g) + 2 H_2O(l) \longrightarrow Zn(OH)_2(s)$$
- V III. O Zn (s) é o ânodo (polo -).
- V IV. O O_2 é o agente oxidante.
- F V. Os elétrons migram do eletrodo de O_2 (g) para o eletrodo de Zn (s).

2. [Unifesp] A bateria primária de lítio-iodo surgiu em 1967, nos Estados Unidos, revolucionando a história do marca-passo cardíaco.

Ela pesa menos que 20 g e apresenta longa duração, cerca de cinco a oito anos, evitando que o paciente tenha que se submeter a frequentes cirurgias para trocar o marca-passo. O esquema dessa bateria é representado na figura a seguir.



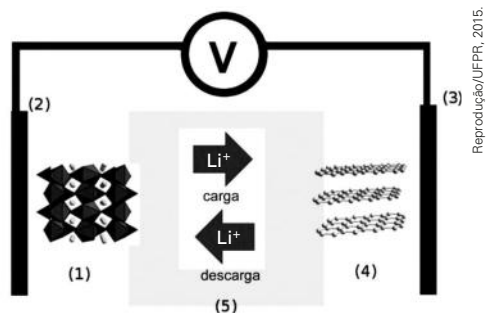
Para essa pilha, são dadas as semirreações de redução:



São feitas as seguintes afirmações sobre essa pilha:

- I. No ânodo ocorre a redução do íon Li^+ .
- II. A ddp da pilha é +2,51 V.
- III. O cátodo é o polímero/iodo.
- IV. O agente oxidante é o I_2 .
- São corretas as afirmações contidas apenas em:
- a) I, II e III.
- b) I, II e IV.
- c) I e III.
- d) II e III.
- X e) III e IV.

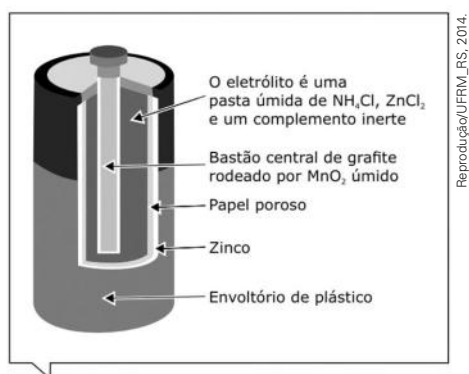
3. (UFPR) No passado, as cargas das baterias dos celulares chegavam a durar até uma semana, no entanto, atualmente, o tempo entre uma recarga e outra dificilmente ultrapassa 24 horas. Isso não se deve à má qualidade das baterias, mas ao avanço tecnológico na área de baterias, que não acompanha o aumento das funcionalidades dos smartphones. Atualmente, as baterias recarregáveis são do tipo íon-lítio, cujo esquema de funcionamento está ilustrado na figura abaixo.



Quando a bateria está em uso (atuando como uma pilha), o anodo corresponde ao componente:

- a) (1).
b) (2).
c) (3).
d) (4).
e) (5).

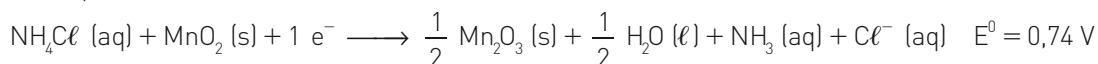
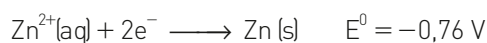
4. (UFSM-RS) Observe a figura:



Fonte: LEMBO, Antônio. *Química - Realidade e Contexto*. Vol. 2. São Paulo: Ática, 1999. p. 454.

A pilha seca comum, utilizada em rádios, lanternas e brinquedos eletrônicos, é uma adaptação da pilha de Leclanché e utiliza, como meio eletrolítico, uma pasta umedecida contendo sais, como o cloreto de amônio e o cloreto de zinco.

As semirreações para essa pilha são:



Então, é possível afirmar:

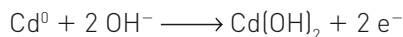
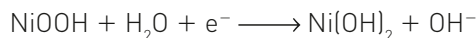
- I. O Zn se reduz e o Mn se oxida.
II. A diferença de potencial da pilha é de 1,5 V.
III. A reação global que ocorre na pilha é:
$$2 \text{MnO}_2(\text{s}) + 2 \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \longrightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{ZnCl}_2(\text{aq}).$$

IV. À medida que a pilha vai sendo consumida (gasta), há aumento nas massas de dióxido de manganês e água. Estão corretas

- a) apenas I e II.
b) apenas I e III.
c) apenas II e III.
d) apenas II e IV.
e) apenas III e IV.

5. (UFPR) O uso de muitos equipamentos eletrônicos depende de pilhas recarregáveis. Uma pilha de níquel-cádmio é constituída por um polo contendo NiOOH, um polo contendo cádmio e um separador contendo um eletrólito básico.

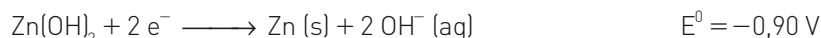
Quando tal pilha é usada nos equipamentos, sofre uma descarga em que ocorrem reações eletroquímicas que podem ser representadas para cada polo como:



Sobre esse tipo de pilha, indique a alternativa correta.

- a) Na pilha completamente carregada, o átomo de níquel está no estado de oxidação 2+, que passa para zero durante o processo de descarga.
- x b) Na reação de descarga da pilha, para cada mol de cádmio consumido, dois mol de NiOOH serão reduzidos a Ni(OH)₂.
- c) O polo negativo da pilha contém os compostos de níquel, e o positivo, cádmio.
- d) Quando se recarrega a pilha, forma-se Ni(OH)₂ e Cd(OH)₂ como produtos da reação eletroquímica.
- e) Na reação de descarga da pilha, o agente redutor é o NiOOH, e o oxidante, Cd.

6. (UFC-CE) As pilhas alcalinas são compostas basicamente de grafite (carbono, C), pasta de dióxido de manganês (MnO₂) e zinco (Zn) em meio alcalino de hidróxido de potássio (KOH). Dados os potenciais-padrão de redução:



indique a alternativa correta.

- x a) O dióxido de manganês funciona como cátodo.
- b) A voltagem padrão da pilha é -0,30 V.
- c) O hidróxido de potássio funciona como cátodo.
- d) A grafite funciona como eletrodo de sacrifício.
- e) O hidróxido de zinco funciona como cátodo.

7. (UFJF/Pism-MG) As pilhas alcalinas têm a base de funcionamento muito parecida com a pilha seca de Leclanché (pilha comum), uma vez que ambas usam o zinco metálico e o MnO₂ como polos. A grande diferença entre elas é o fato de que na pilha comum tem-se a presença de íon amônio, enquanto na pilha alcalina o íon amônio é substituído pelo íon hidróxido.

Dados:

Semirreações	E ⁰ /V
$\text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn (s)}$	-0,76
$\text{Zn(OH)}_2 \text{ (s)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn (s)} + 2 \text{OH}^- \text{ (aq)}$	-1,25
$2 \text{MnO}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + 2 \text{OH}^- \text{ (aq)}$	0,29
$2 \text{MnO}_2 \text{ (s)} + 2 \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + 2 \text{NH}_3 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$	0,74

- a) Escreva a reação global e calcule a diferença de potencial para a pilha **alcalina**.
- b) A pilha alcalina tem uma durabilidade de 5 a 8 vezes maior que a pilha comum; essa característica está relacionada ao fato de que na pilha comum ocorre a produção de amônia. Escreva a reação global da pilha **comum** mostrando a formação da amônia.

- c) Indique a espécie que atua como agente redutor nas duas pilhas.
- d) Qual a direção do fluxo de elétrons na pilha **alcalina** e na pilha **comum**?

8. (Enem)

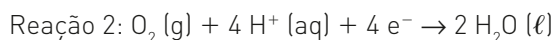
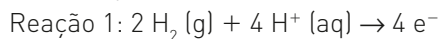
O Instituto Luiz Coimbra (UFRJ) lançou o primeiro ônibus urbano movido a hidrogênio do Hemisfério Sul, com tecnologia inteiramente nacional. Sua tração provém de três fontes de energia, sendo uma delas a pilha de combustível, na qual o hidrogênio, gerado por um processo eletroquímico, reage com o oxigênio do ar, formando água.

FRAGA, I. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br>>. Acesso em: 20 jul. 2010 (adaptado).

A transformação de energia que ocorre na pilha de combustível responsável pelo movimento do ônibus decorre da energia cinética oriunda do(a):

- a) calor absorvido na produção de água.
- b) expansão gasosa causada pela produção de água.
- c) calor liberado pela reação entre o hidrogênio e o oxigênio.
- d) contração gasosa causada pela reação entre o hidrogênio e o oxigênio.
- ☒ e) eletricidade gerada pela reação de oxirredução do hidrogênio com o oxigênio.

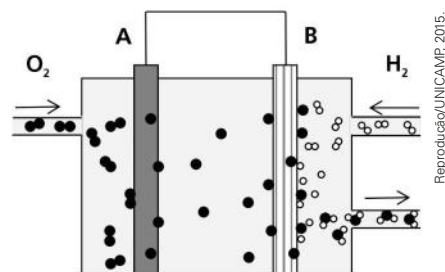
9. (Uece) A primeira bateria a gás do mundo, conhecida hoje como célula a combustível, foi inventada por sir Wiliam Robert Grove (1811-1896) que àquela época já se preocupava com as emissões de gases poluentes causadas pelo uso de combustíveis fósseis. O combustível básico da maioria das células a combustível é o hidrogênio, que reage com o oxigênio e produz água e eletricidade e calor, de acordo com as reações simplificadas abaixo representadas.



Sobre células a combustível, marque a afirmação verdadeira.

- a) A reação 1 é uma oxidação e ocorre no cátodo da célula.
- ☒ b) A reação global da célula é o oposto da eletrólise.
- c) A célula a combustível produz somente corrente alternada.
- d) A célula a combustível é um conversor de energia termoiônica.

10. (Unicamp-SP) Uma proposta para obter energia limpa é a utilização de dispositivos eletroquímicos que não gerem produtos poluentes, e que utilizem materiais disponíveis em grande quantidade ou renováveis. O esquema abaixo mostra, parcialmente, um dispositivo que pode ser utilizado com essa finalidade.



Nesse esquema, os círculos podem representar átomos, moléculas ou íons. De acordo com essas informações e o conhecimento de eletroquímica, pode-se afirmar que nesse dispositivo a corrente elétrica flui de

- ☒ a) A para B e o círculo ● representa o íon O^{2-} .
- b) B para A e o círculo ● representa o íon O^{2+} .
- c) B para A e o círculo ● representa o íon O^{2-} .
- d) A para B e o círculo ● representa o íon O^{2+} .

11. (Enem)

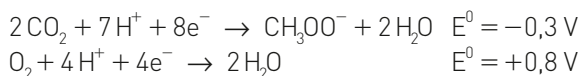
Texto I

Biocélulas combustíveis são uma alternativa tecnológica para substituição das baterias convencionais. Em uma biocélula microbiológica, bactérias catalisam reações de oxidação de substratos orgânicos. Liberam elétrons produzidos na respiração celular para um eletrodo, onde fluem por um circuito externo até o cátodo do sistema, produzindo corrente elétrica. Uma reação típica que ocorre em biocélulas microbiológicas utiliza o acetato como substrato.

AQUINO NETO. S. Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula e combustível etanol/ O_2 . Disponível em: www.teses.usp.br. Acesso em: 23 jun. 2015 (adaptado).

Texto II

Em sistemas bioeletroquímicos, os potenciais padrão (E°) apresentam valores característicos. Para as biocélulas de acetato, considere as seguintes semirreações de redução e seus respectivos potenciais:

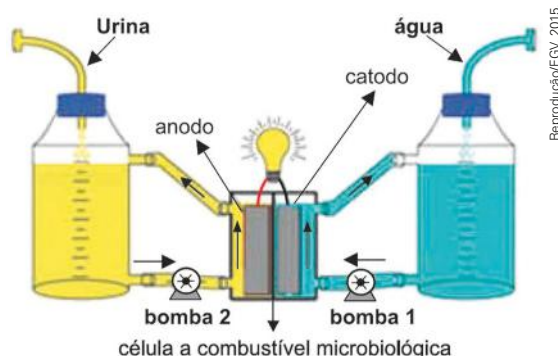


SCOTT, K.; YU, E. H. Microbial electrochemical and fuel cells: fundamentals and applications. Woodhead Publishing Series in Energy. n. 88, 2016 (adaptado).

Nessas condições, qual é o número mínimo de bio-células de acetato, ligadas em série, necessárias para se obter uma diferença de potencial de 4,4 V?

- a) 3. d) 9.
 ✗ b) 4. e) 15.
 c) 6.

12. (FGV-SP) Fontes alternativas de energia têm sido foco de interesse global como a solução viável para crescentes problemas do uso de combustíveis fósseis. Um exemplo é a célula a combustível micro-biológica que emprega como combustível a urina. Em seu interior, compostos contidos na urina, como ureia e resíduos de proteínas, são transformados por micro-organismos que constituem um biofilme no anodo de uma célula eletroquímica que produz corrente elétrica.



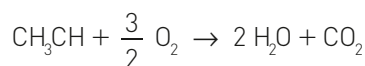
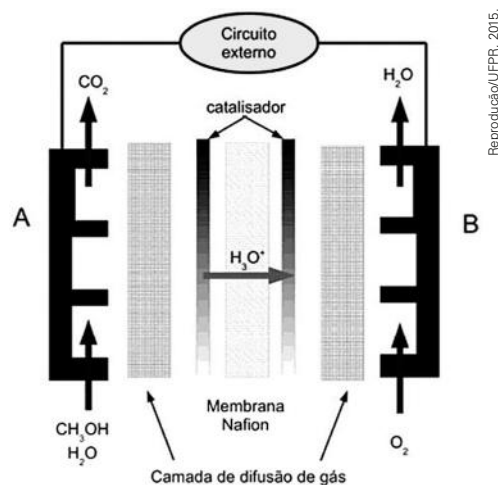
[<http://www.rsc.org/chemistryworld/News/2011/October/31101103.asp>. Adaptado]

Sobre essa célula eletroquímica, é correto afirmar que, quando ela entra em operação com a geração de energia elétrica, o biofilme promove a:

- ✗ a) oxidação, os elétrons transitam do anodo para o catodo, e o catodo é o polo positivo da célula.
 b) oxidação, os elétrons transitam do catodo para o anodo, e o catodo é o polo positivo da célula.
 c) oxidação, os elétrons transitam do anodo para o catodo, e o catodo é o polo negativo da célula.
 d) redução, os elétrons transitam do anodo para o catodo, e o catodo é o polo positivo da célula.
 e) redução, os elétrons transitam do catodo para o anodo, e o catodo é o polo negativo da célula.

13. (UFPR) Células a combustível são promissores dispositivos de conversão de energia. A célula de alimentação direta a metanol (DMFC), esquematizada, possui vantagens em relação à célula a hidrogênio, principalmente pela facilidade de manipulação do combustível. A DMFC baseia-se na oxidação de metanol sobre catalisador, de modo a formar dióxido

de carbono. No processo, água é consumida no ânodo e produzida no cátodo. Os prótons são transportados pela membrana de Nafion. Os elétrons são transportados através de um circuito externo, fornecendo energia aos dispositivos conectados.



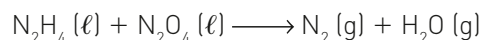
	E^0 (V vs EPH*)
$\text{CO}_2/\text{CH}_3\text{CH}$	0,02
$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	1,23

*EPH Eletrodo-padrão de hidrogênio

- a) Escreva a semirreação que ocorre no ânodo.
 b) Qual o valor da diferença de potencial-padrão dessa célula? Esse valor é maior ou menor que da célula a hidrogênio?

14. (ITA-SP) A hidrazina (N_2H_4) e o tetróxido de dinítrógeno (N_2O_4) são utilizados na propulsão líquida de foguete.

A equação química não balanceada que representa a reação global entre esses dois reagentes químicos é:



Analisando essa reação do ponto de vista eletroquímico:

- a) esquematize um dispositivo eletroquímico (célula de combustível) no qual é possível realizar a reação química representada pela equação do enunciado.
 b) escreva as equações químicas balanceadas das semirreações anódica e catódica que ocorrem no dispositivo eletroquímico.

Proteção catódica e proteção anódica

Olhando atentamente ao redor, notamos que a ferrugem está presente em diversos lugares, como nas grades de ferro, automóveis, eletrodomésticos, janelas, bicicletas, tubulações, etc. Basta que a gente se descuide e o que era um pontinho insignificante de ferrugem se alastra por todo o material, causando sua deterioração. O prejuízo muitas vezes é imensurável, desde pequenas perdas de objetos até prejuízos econômicos mais significativos, podendo inclusive colocar a vida de pessoas em risco – como no caso da corrosão de estruturas metálicas em construções.

Para evitar tais perdas, são realizados, em peças a serem protegidas, processos de revestimentos com inibidores de corrosão catódicos e anódicos.

Na **proteção catódica**, o metal a ser preservado é colocado em contato com outro metal com maior tendência a se oxidar.

Fotos: Ebbe Holsting/Acervo do fotógrafo



Proteção catódica de Zn em casco de navio.

Por exemplo, a proteção catódica por ânodos de zinco é utilizada em navios, em que há a formação de uma pilha. Em função de seu maior potencial de oxidação (menor potencial de redução), o zinco atua como ânodo, protegendo o ferro do casco do navio.

A **proteção anódica**, por sua vez, baseia-se na deposição de uma película protetora sobre os materiais metálicos por meio da aplicação de corrente elétrica. Tais películas podem ser constituídas de óxidos, como no caso do alumínio anodizado, ou tintas à base de óxidos.

Com base na leitura e em seus conhecimentos em eletroquímica, responda às questões **1 a 3**:



Janela com esquadrias de alumínio anodizadas.

1. Explique o que é a ferrugem e cite prováveis causas que contribuem para o seu aparecimento.
2. Para que o método de proteção contra a ferrugem seja eficiente, o que se deve esperar do potencial de redução da substância usada?
3. Utilizando uma tabela de potenciais de redução, escreva a reação química que ocorre entre o casco do navio e a proteção catódica e justifique, através do cálculo do potencial de redução, por que esse método pode ser usado para a proteção dos cascos de embarcações.

Gabarito da Parte I

Unidade 1 – Dissolução

Capítulo 1 – Soluções

Fundamentando seus conhecimentos (p. 19)

- a) 80 g de KBr.
b) 180 g de KBr.
- A: não saturada; B: saturada; C: saturada com corpo de fundo.
- Béquer C: 20 g.
- Béquer A.
- Cloreto de sódio.
- Nitrato de potássio.
- 40 g.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 19)

- I.
- e.
- b.
- b.
- d.
- e.
- NaNO_3 .
- 40 °C.
- AgNO_3 .
- 440 g de NaNO_3 .
- b.
- d.
- c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 23)

- d.
- b.
- $1,69 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Apenas para o metano.
- e.
- c.
- Soma = 02 + 04 + 16 = 22.
- c.
- a.
- a.
- e.
- e.

Capítulo 2 – Aspectos quantitativos das soluções

Fundamentando seus conhecimentos (p. 34)

- Sulfato de níquel II (NiSO_4).
- Água (H_2O).
- 50 g.
- 20 g.
- 500 g.
- 5%.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 35)

- a.
- a) 125 g/L; b) 255 kcal.
- e.
- A: 0,07 g/mL; B: 350 g/L.
- c. 9. e.
- 4,5 g. 10. b.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 37)

- Ácido acético. 4. 1050 g.
- Água. 5. 420 g.
- 1,05 g.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 40)

- NaCl .
- H_2O .
- 0,009.
- 0,9 g.
- 99,1 g.
- Soluto: 4,5 g; Solvente: 495,5 g.
- $x_1 = 9000 \text{ ppm}$; $x_2 = 9 \cdot 10^6 \text{ ppb}$.
- $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ g}$.
- 500 g; 500 ppm.
- 10^4 ppm .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 40)

- 245 g. 10. d.
- 10454,5 mL. 11. e.
- a. 12. e.
- d. 13. a.
- c. 14. d.
- d. 15. d.
- 0,29 g.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 46)

- 3. 28 g.
- 4. 10 L.
- 5. 0,02 mol/L de Ca^{2+} ; 0,04 mol/L de Cl^- .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 47)

- 2. d.
- 3. c.
- 4. a.
- 5. e.
- 6. b.
- 7. d.
- 8. c.
- 9. b.
- 10. e.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 50)

- 1. 36 g.
- 2. 1190 g.
- 3. 0,36.
- 4. 428,4 g/L.
- 5. 0,4.
- 6. 90 g/L.
- 7. 2 mol/L.
- 8. a.

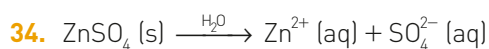
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 51)

- 1. a.
- 2. d.
- 3. c.
- 4. c.
- 7. e.

Desafiando seus conhecimentos (p. 54)

- 1. 01, 02 e 08.
- 3. b.
- 5. b.
- 6. e.
- 7. c.
- 9. c.
- 10. 473 L.
- 11. 10 ppm; 10 000 ppb.
- 12. 24,7 g.
- 13. $1,3 \cdot 10^{-4}$ g.
- 14. $1,8 \cdot 10^{-3}$ g.
- 15. a.
- 16. b.
- 17. c.
- 18. c.
- 19. 20.
- 20. c.
- 21. b.
- 22. d.

- 23. b.
- 24. b.
- 25. d.
- 27. Jovem A.
- 28. Jovem B.
- 29. $5 \cdot 10^3$ mol/L.
- 30. $2,77 \cdot 10^{-2}$ mol/L.
- 31. e.
- 32. a.
- 33. c.



- 35. d.
- 36. b.
- 37. d.
- 39. d.
- 40. e.
- 41. e.
- 43. a.
- 44. e.
- 45. c.
- 46. d.
- 48. b.
- 49. d.
- 50. b.
- 51. b.
- 52. d.
- 53. b.
- 54. c.
- 55. e.

► Complemento – Fração em quantidade de matéria ou fração molar (x) / Molalidade (W) (p. 67)

Exercícios (p. 68)

- 1. e.
- 2. 0,7 mol.
- 3. 0,08.
- 4. KOH: 28 g; H_2O : 171 g.
- 6. 0,09.
- 7. 0,15.

8. 1,25 mol/L.
9. 364,2 g/L.
11. b.
12. 0,25 molal.
13. 18 g.
14. 0,1 molal; 0,1 mol/L.
15. e.
16. 12,5 molal.
17. I, II e III.

Capítulo 3 – Diluição de soluções

Fundamentando seus conhecimentos (p. 72)

1. Sódio: Na; potássio: K. Família 1.
2. Glicose: $C_6(H_2O)_6$ ou $C_6H_{12}O_6$.
3. Na^+ .
4. K^+ .
5. Cl^- .
6. $4,5 \cdot 10^{-4}$ g.
7. $60 \cdot 10^{-3}$ g.
8. 0,12 mg/mL.
9. $4,2 \cdot 10^{-2}$ g/L.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 73)

- | | |
|--|----------------|
| 1. a. | 6. 50 mL. |
| 2. I. Recipiente 2.
II. Recipiente 3. | 7. e.
8. b. |
| 3. 4 g/L. | 9. b. |
| 4. d. | 10. b. |
| 5. 0,4 g/L. | 11. b. |

Desafiando seus conhecimentos (p. 75)

1. b.
3. a.
4. b.
5. c.
6. c.
7. e.
8. d.
9. b.
10. d.
11. b.

12. a) 500 L.
b) 100 g.
c) Apenas a água evapora.
13. c.
14. 01, 02, 04, 08 e 16.
15. d.
16. e.
17. b.
18. e.
19. b.
20. b.
21. d.

Capítulo 4 – Mistura de soluções

Fundamentando seus conhecimentos (p.82)

1. Suco II.
2. 53 g/L.
3. 48 g/L.
4. a) 20 g/L.
b) 25 g/L.
c) $CO(NH_2)_2$: 4 g/L; $C_{12}H_{22}O_{11}$: 20 g/L.
5. e.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 83)

- | | |
|--------------|-------|
| 1. 96 g/L. | 5. d. |
| 2. 0,05 L. | 6. c. |
| 3. 3,00 g/L. | 7. a. |
| 4. 4 L. | 8. c. |

Desafiando seus conhecimentos (p. 84)

1. b.
2. d.
3. a) 0,24 mol; b) 1,65 mol/L.
4. a.
5. 11,925 g/L.
6. b.
7. c.
8. e.
9. a.
10. a.
12. d.
13. a.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 90)

1. 0,4 mol.
2. 0,1 mol.

3. 0,3 mol de HCl em excesso.
4. Ácida, pois há excesso de HCl .
5. 0,1 mol.
6. 0,05 mol/L.
7. 0,1 mol.
8. 0,06 mol.
9. 0,04 mol de HBr em excesso.
10. Ácida, pois há excesso de HBr .
11. 0,12 mol/L.
12. 0,08 mol/L.
13. Ácida, pois há excesso de H_2SO_4 .
14. 0,05 mol.
15. 0,10 mol/L.
16. 0,10 mol/L.
17. $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$
18. 0,2 mol.
19. 0,6 mol.
20. 0,2 mol.
21. 0,03 mol/L.
22. $\text{AgNO}_3 (\text{aq}) + \text{NaCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl} (\text{s}) + \text{NaNO}_3 (\text{aq})$
23. Precipitado de $\text{AgCl} (\text{s}) = 0,1 \text{ mol}$.
24. Sal solúvel, $\text{NaNO}_3 (\text{aq}) = 0,1 \text{ mol}$.
25. 0,1 mol/L.
26. Menor.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 91)

1. c.
2. 75 mL.
3. 0,33 mol/L.
4. c.
5. a) Amarelo;
b) Verde.
6. d.
7. c.
8. b.
9. a.
10. d.
11. b.
12. 0,4 mol/L; não está adequado.
13. 71,55%.

Desafiando seus conhecimentos (p. 94)

1. b.
2. 20 mL.
3. 15 mol/L.
4. a) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
b) 0,5 L.
5. e.
6. a) 0,045 mol/L. b) 3,2 mg/mL.
7. c.
8. b.
10. a) 3,5%. b) 120 mL.
11. c.
12. a) $6,03 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$. b) 12,1 mL.
13. c.
14. a.
15. 80%.
16. c.
17. b.
18. $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
19. e.

Complemento – Soluções, suspensões e coloides (p. 99)

Exercícios (p. 103)

1. e.
4. a.
5. e.
6. c.

Unidade 2 – Propriedades coligativas

Capítulo 5 – Algumas propriedades físicas das substâncias

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 111)

7. d.

Desafiando seus conhecimentos (p. 112)

1. c.
2. Soma = $01 + 04 + 08 + 32 = 45$.
3. c.
5. a) 140°C .
b) 60°C e 2 atm.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 119)

1. Nos três recipientes.
3. III.
4. I.
5. A-III; B-II; C-I.
6. I.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 120)

1. c.
4. a.
5. 01, 04, 16 e 32.
6. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 122)

1. d.
2. c.
3. c.
8. b.
9. c.
12. 01 e 04.

Capítulo 6 – Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia

Fundamentando seus conhecimentos (p. 131)

1. Evaporação da água.
2. I.
3. II: molecular; III: iônico.
5. III.
8. $P_{III} < P_{II} < P_I$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 131)

2. c.
3. a.
5. b.
7. a.
8. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 133)

4. b.
5. d.
6. d.
7. a.
8. F-F-V-V.
9. a) Maior.
b) Aumenta.
c) Permanece constante.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 140)

1. B e C.
2. A: 0,1 mol; B: 0,2 mol; C: 0,3 mol.
3. C.
4. $A < B < C$.
5. $C < B < A$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 141)

1. c.
2. a.
3. d.
4. a.
5. a.
6. e.
8. b.
9. d.

Desafiando seus conhecimentos (p. 143)

1. b.
3. e.
4. b.
5. c.
6. b.
8. a.
9. b.
10. a.
11. I, III, IV e V.
12. d.
13. 02, 08, 16 e 32.

Complemento – Aspectos quantitativos das propriedades coligativas (p. 147)

Exercícios – (p. 149)

1. a) 0,02.
b) 14 mmHg.
c) 686 mmHg.
2. 0,01.
3. a) 0,004.
b) 0,08 mmHg.
c) 19,92 mmHg.
4. d.
5. a) 0,40.
b) 384 mmHg.

Exercícios – (p. 151)

1. d.
2. d.
3. 44,3 g/mol.
4. a) 180 g/mol.
b) $C_6H_{12}O_6$.
5. 4 átomos. Criométrica.
6. d.
7. a.
11. b.
12. d.

Capítulo 7 – Osmose e pressão osmótica

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 165)

1. e.
2. d.
3. V-F-V-F-V.
4. d.
5. e.
6. c.
7. Soma: $02 + 08 = 10$.
8. e.
9. a.
11. a) $0,625 \text{ mol/L}$.
b) 125 g/L .
12. $0,25 \text{ mol/L}$.
13. b.
14. d.

Desafiando seus conhecimentos (p. 167)

1. b.
2. c.
3. b.
4. c.
5. b.
7. d.
8. e.
9. a.
11. d.
12. $4,8 \cdot 10^4 \text{ g/mol}$.
15. a.

Unidade 3 – Termoquímica

Capítulo 8 – Poder calorífico dos alimentos

Fundamentando seus conhecimentos (p. 178)

1. 756 kcal .
2. $172,4 \text{ min}$.
3. 2 pães com manteiga.
4. $81,8 \text{ min}$.

5. I. 40 kJ .
II. 20 kJ/g ; $4,78 \text{ kcal/g}$.

6. a.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 179)

1. e.
3. d.
4. d.
5. V-V-F-V-F.

Desafiando seus conhecimentos (p. 180)

1. a.
2. 6 L .
4. b.
5. $02, 08$ e 16 .
6. c.

Capítulo 9 – Termoquímica

Fundamentando seus conhecimentos (p. 188)

3. Na situação A.
4. Endotérmico.
5. Na situação B.
6. Exotérmico.
7. $\text{C}_4\text{H}_{10} + \frac{13}{2} \text{O} \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$
8. $13\,290 \text{ kJ}$.
9. 1329 kJ .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 189)

1. c.
2. b.
3. b.
4. e.
5. b.
6. 6865 kJ .
7. $686,5 \text{ kJ}$.
8. $13\,730 \text{ kJ}$.

Desafiando seus conhecimentos (p. 190)

1. a.
2. c.
3. a.
4. d.
5. e.
6. d.
7. b.
8. $1,5 \cdot 10^7 \text{ g}$.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 195)

1. Exotérmica.
2. $1\,208 \text{ kJ}$.
3. $24\,160 \text{ kJ}$.
4. Absorção.
5. $120,8 \text{ kJ}$.
8. 810 kJ .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 196)

2. 2320 kJ .
3. 5800 kJ .
5. b.
6. b.
7. b.
8. d.

Desafiando seus conhecimentos (p. 197)

1. c.
2. b.
4. c.
6. c.
7. a) 100 kJ.
b) 12,2 L.
8. a) 43,32 g.
b) 2,4 L.
c) 120.
9. d.

Capítulo 10 – Equações termoquímicas

Fundamentando seus conhecimentos (p. 208)

2. I. +79,6 kJ/mol; II. -359 kJ/mol.
3. $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
4. Combustão.
6. $\text{C}_8\text{H}_{18}(\ell) + \frac{25}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2(\text{g}) + 9 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
7. 27 600 kJ.
8. -201,5 kJ/mol.
9. a.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 208)

1. +2813 kJ.
2. +130 kJ.
3. -3 200 kJ.
4. b.
5. c.
6. c.
8. e.
9. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 210)

1. a) $-429,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. b) Não.
3. a.
4. a) $10 \text{C}_6\text{H}_6(\ell) + 15 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 30 \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{C}_{60}(\text{s})$
b) $-674,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
5. c.
6. b.
7. a.
8. d.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 216)

1. $x > 495 \text{ kJ}$.
2. $299 < a < 431$.
3. 2 266 kJ.
4. 193 kJ.
5. 2 459 kJ.
6. 1 652 kJ.

7. 552 kJ.
8. 348 kJ.
9. 2 552 kJ.
10. Exotérmica.
11. 93 kJ.
12. -93 kJ.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 217)

1. a.
2. a.
3. b
4. a.
5. a.
6. a.
7. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 218)

1. c.
2. d.
3. b.
4. b
5. a) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$.
b) -355,5 kcal.
6. a) -585 kJ.
b) 101 kJ/mol.
8. c.
9. a.
10. 0,05 kJ.
11. c.

Capítulo 11 – Lei de Hess

Fundamentando seus conhecimentos (p. 227)

1. -110,5 kJ.
2. -172 kcal.
5. Absorção de 860 kcal.
6. Absorção de 1 720 kcal.
7. -94,4 kcal.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 228)

1. c.
2. -284 kJ.
3. 7,3 kJ.
4. 44 kJ.
5. 51,3 kJ.
6. -36,7 kJ
7. 284,3 kJ.
8. $44 \cdot 10^3 \text{ kJ}$.
9. b.
10. d.
11. a.
12. b.
13. e.
14. e.

Desafiando seus conhecimentos (p. 230)

1. b.
2. -106 kJ.
3. b

4. b.
5. a.
6. a) -108 kJ .
b) 930 kJ ; exotérmica.
7. c.
8. b.

Complemento – ΔH de neutralização e solução, entropia, energia livre (p. 236)

Exercícios (p. 236)

1. $-115,4 \text{ kJ}$.
2. c.
3. d.
5. c.

Exercícios (p. 239)

1. e.
2. e.
3. a) $+427 \text{ kJ}$.
b) -470 kJ .
c) -43 kJ .
4. a) $+708 \text{ kJ}$.
b) -691 kJ .
c) $+17 \text{ kJ}$.
5. a) $+848 \text{ kJ}$.
b) -885 kJ .
c) -37 kJ .
6. 0-0, 1-1 e 3-3.

Exercícios (p. 241)

1. e.
2. b.
3. 1-1, 3-3 e 4-4.
4. 1-1, 2-2, 3-3 e 4-4.
5. $T > 373 \text{ K}$ ou $T > 100^\circ \text{C}$.
6. a.
7. 4.
8. 2.
9. 1.
10. 3.
11. 4.
12. 1 e 2.
13. a.
14. 1-1, 2-2 e 4-4.

Unidade 4 – Oxirredução

Capítulo 12 – Oxirredução

Fundamentando seus conhecimentos (p. 251)

1. $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
4. $\text{Mg (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
5. Formou o sal solúvel MgCl_2 .
7. Magnésio.
8. Hidrogênio.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 251)

3. d.
4. e.
5. d.
6. b.
7. a.
8. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 253)

1. e.
2. a.
3. c.
5. a.
6. a.

Capítulo 13 – Reações de oxirredução

Fundamentando seus conhecimentos (p. 260)

1. $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$
2. $\text{Ni}^{2+} \text{ (aq)}$
3. $\text{Cu}^0 \text{ (s)}$
4. $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0 \text{ (s)}$
5. $\text{Ni}^0 \text{ (s)} \rightarrow \text{Ni}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{e}^-$
6. $\text{Ni}^0 \text{ (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Ni}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Cu}^0 \text{ (s)}$
7. Oxidante: Cu^{2+} ; redutor: Ni^0 .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 260)

1. b.
2. d.
3. c.
4. e.
5. d.
6. d.
7. d.
8. b.
9. e.
10. b.
11. b.
13. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 263)

1. e.
2. d.
3. e.
4. e.
5. e.
7. F-V-V-V-F.

Capítulo 14 – Balanceamento das equações de reações de oxirredução

Fundamentando seus conhecimentos (p. 270)

9. e.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 271)

1. b.
2. d.
3. b.
5. Soma = $02 + 08 + 16 + 32 = 58$.
6. b.
7. c.
8. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 273)

1. a.
3. c.
4. b.
5. a.
7. 52.
9. 01, 02 e 04.
10. b.

► Complemento – Casos particulares de oxirredução (p. 276)

Exercícios (p. 277)

3. b.
4. V-V-F-F-V.
6. e.

Exercícios (p. 280)

2. b.

Exercícios (p. 284)

2. d.

Unidade 5 – Eletroquímica

Capítulo 15 – Pilhas

Fundamentando seus conhecimentos (p. 292)

1. Oxidação.
2. Ânodo.
3. Negativo.
5. Aumenta.
6. Corrosão.
7. Redução.
8. Cátodo.
9. Positivo.
11. Diminui.
12. Deposição.
15. Espontâneo.
16. Mg.
17. Cu^{2+} .
18. Mg.
19. Cu.
20. $\text{Mg} \rightarrow \text{Cu}$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 293)

1. b.
2. a.
3. c.
4. V-F-F-V-V.
7. a.
8. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 294)

1. a.
2. d.
3. V-V-F-F-F.
4. e.
5. a.
7. e.
8. c.
9. V-F-F-F-F.

Capítulo 16 – Potencial das pilhas

Fundamentando seus conhecimentos (p. 307)

1. Redução.
3. Fe, Fe^{2+} .
4. Co^{2+} , Co.
5. Agente redutor; Fe.
6. Agente oxidante; Co^{2+} .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 307)

- | | | |
|-------|-------|--------------|
| 1. a. | 5. b. | 10. e. |
| 2. b. | 7. b. | 12. 02 e 16. |
| 4. a. | 9. a. | 13. b. |

Desafiando seus conhecimentos (p. 311)

- | | |
|--------|------------------|
| 1. c. | 12. e. |
| 2. a. | 13. b. |
| 3. c. | 14. 01, 04 e 16. |
| 4. d. | 15. b. |
| 7. b. | 16. e. |
| 8. b. | 18. c. |
| 11. d. | 19. d. |

Capítulo 17 – Espontaneidade de uma reação

Fundamentando seus conhecimentos (p. 322)

2. $-0,34\text{ V}$.
3. Não espontâneo.
5. $+1,66\text{ V}$.
6. Espontâneo.
7. Sim.
8. Não.
10. $-1,10\text{ V}$; não espontânea.
12. $+0,46\text{ V}$; espontânea.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 323)

- | | |
|------------|---------------------|
| 1. I e IV. | 6. c. |
| 2. c. | 7. e. |
| 3. c. | 8. d. |
| 4. c. | 9. 01, 02, 04 e 08. |

Desafiando seus conhecimentos (p. 326)

1. d.
2. b.
3. b.
4. a.
5. a.
8. a.
10. d.
11. e.
13. c.
14. d.

Capítulo 18 – Corrosão e proteção de metais

Fundamentando seus conhecimentos (p. 334)

1. O_2 e H_2O .
5. e.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 335)

5. b.
6. a.
7. d.

Desafiando seus conhecimentos (p. 336)

- | | |
|-------------|--------|
| 1. d. | 7. e. |
| 2. c. | 8. c. |
| 3. c. | 9. d. |
| 4. 02 e 08. | 11. a. |
| 5. a. | 12. c. |

Capítulo 19 – Pilhas comerciais e baterias

Fundamentando seus conhecimentos (p. 350)

- | | |
|----------------------|----------------------|
| 1. Oxidação. | 15. Redução. |
| 2. Redução. | 16. Pb. |
| 5. $1,61\text{ V}$. | 17. PbO_2 . |
| 6. Zinco. | 18. Diminui. |
| 8. Oxidação. | 19. Aumenta. |
| 9. Redução. | 20. Diminui. |
| 10. Ânodo. | 21. Redução. |
| 11. Cátodo. | 22. Aumenta. |
| 14. Oxidação. | |

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 351)

- | | |
|--|--------|
| 2. O eletrodo de Zn. | 8. e. |
| 3. O eletrodo de Ag_2O . | 9. d. |
| 4. O cátodo. | 10. d. |
| 5. O ânodo. | 11. a. |

Desafiando seus conhecimentos (p. 353)

- | | |
|---------------|--------|
| 1. F-V-V-V-F. | 8. e. |
| 2. e. | 9. b. |
| 3. d. | 10. a. |
| 4. c. | 11. b. |
| 5. b. | 12. a. |
| 6. a. | |

Sumário

Sumário – Parte II

UNIDADE 5 – ELETROQUÍMICA.....285

Capítulo 20 – Eletrólise.....371

Eletrólise ígnea.....372

Eletrólise em meio aquoso.....373

Atividade prática – Eletrólise aquosa
do NaCl.....373

Capítulo 21 – Aspectos quantitativos da eletrólise.....387

**Complemento – Eletrólise utilizando
eletrodos não inertes**.....398

Capítulo 22 – Oxirredução na obtenção de substâncias simples.....406

Obtenção de metais na natureza.....407

Obtenção de metais por oxirredução.....410

Obtenção de ametais.....414

Conexão – Indústria.....422

UNIDADE 6 – CINÉTICA QUÍMICA.....423

Capítulo 23 – Estudo da velocidade (rapidez) das reações.....424

Velocidade de uma reação.....425

**Leia, analise e responda – Cinética
das reações do alumínio**.....437

Capítulo 24 – Condições para a ocorrência de reações.....438

Teoria das colisões.....438

Capítulo 25 – Fatores que influem na rapidez das reações.....446

Superfície de contato.....446

Temperatura.....447

Catalisadores.....448

Concentração de reagentes.....450

Conexão – Tecnologia.....467

Atividades práticas – I. Testando a rapidez das
reações/II. Testando a rapidez das reações.....470

Capítulo 26 – Lei da velocidade.....471

Ordem da reação.....472

UNIDADE 7 – EQUILÍBRIOS QUÍMICOS MOLECULARES.....491

Capítulo 27 – Processos reversíveis.....492

Constante de equilíbrio.....495

Constante de equilíbrio em termos de pressão.....497

Relação entre K_c e K_p498

Cálculo da constante de equilíbrio.....503

Interpretação do valor de K_c505

Quociente da reação (Q_c).....506

Capítulo 28 – Deslocamento de equilíbrio.....519

Princípio de Le Chatelier.....519

Influência da concentração.....519

Influência da pressão.....522

Influência da temperatura.....523

Efeito dos catalisadores sobre o equilíbrio.....524

**Leia, analise e responda – O equilíbrio
é mesmo necessário?**.....541

UNIDADE 8 – EQUILÍBRIO IÔNICO.....543

Capítulo 29 – Constante de ionização (K_i).....544

Constante de ionização de ácidos (K_a).....544

Constante de ionização de bases (K_b).....547

Lei de diluição de Ostwald.....548

**Complemento – Teoria protônica de
Brönsted-Lowry/Conceito de
ácido-base de Lewis**.....556

Capítulo 30 – Produto iônico da água e pH.....565

Equilíbrio iônico da água.....565

Produto iônico da água (K_w).....565

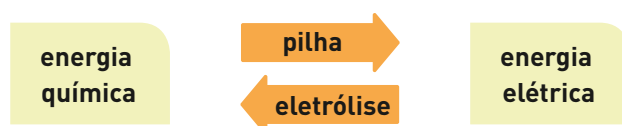
$[H^+]$ e $[OH^-]$ em solução aquosa.....566

Determinação de $[H^+]$ e $[OH^-]$ nas soluções.....	571
Indicadores e pH.....	572
Conexão – Saúde	576
Atividade prática – Preparando um indicador a partir da amora.....	593
Capítulo 31 – Hidrólise salina	594
Hidrólise de um sal de ácido forte e base fraca.....	596
Hidrólise de um sal de ácido fraco e base forte.....	596
Hidrólise de um sal de ácido fraco e base fraca.....	596
Solução de um sal de ácido forte e base forte.....	597
Conexão – Agricultura	598
Constante de hidrólise (K_h).....	599
Complemento – Solução-tampão/ Titulação ácido-base	609
Conexão – Indústria farmacêutica	620
Capítulo 32 – Constante do produto de solubilidade (K_s)	622
Produto de solubilidade.....	623
Efeito do íon comum e solubilidade.....	627
Conexão – Odontologia	634
Conexão – Saúde	636

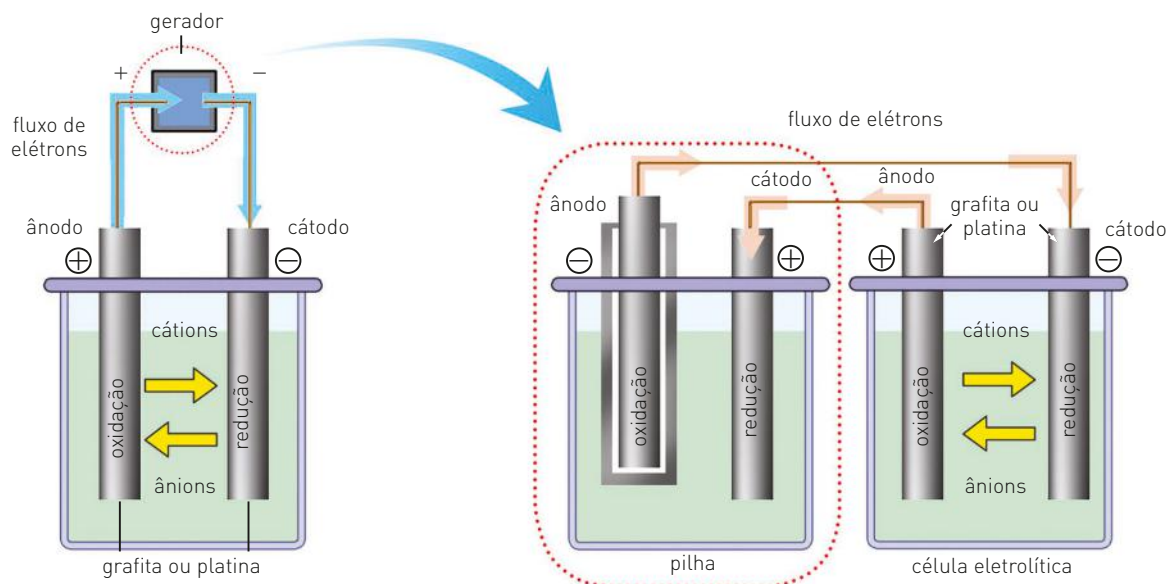
UNIDADE 9 – RADIOATIVIDADE	637
Capítulo 33 – Estudo das radiações	638
A descoberta dos raios X.....	638
Radiações do urânio.....	638
Leis da radioatividade.....	642
Deteção das radiações.....	643
Séries radioativas.....	644
Conexão – Saúde e meio ambiente	645
Transmutação artificial.....	646
Conexão – Tecnologia	647
Conexão – Sociedade	650
Capítulo 34 – Cinética das desintegrações radioativas	661
Meia-vida ou período de semidesintegração.....	661
Capítulo 35 – Algumas aplicações da radioatividade	673
Fissão nuclear.....	673
Fusão nuclear.....	678
Aplicações da radioatividade em outras áreas.....	680
Gabarito da Parte II	694
Bibliografia	703

Eletrólise

Nas pilhas, ocorrem algumas reações químicas capazes de produzir espontaneamente corrente elétrica. O processo inverso, em que a passagem de corrente elétrica através de um sistema líquido onde existem íons produz reações químicas, não é espontâneo e é denominado eletrólise, tendo sido estudado pela primeira vez por Michael Faraday (1791-1867), em meados do século XIX.



As eletrólises são realizadas em uma cela (ou célula) eletrolítica, na qual a corrente elétrica é produzida por um gerador (pilha), e os eletrodos são geralmente inertes: platina ou grafita (carvão).



Luis Moura/Arquivo da editora

// No processo de eletrólise, os elétrons emergem da pilha (gerador) pelo ânodo $\oplus$ e entram na célula eletrolítica pelo cátodo $\ominus$, no qual produzem redução. Na célula eletrolítica, os elétrons emergem pelo ânodo $\oplus$, no qual ocorre oxidação, e chegam à pilha pelo seu cátodo $\ominus$.

Na célula eletrolítica, temos:

- cátions (íons positivos) migrando para o cátodo (polo $\ominus$), onde ocorre sua redução;
- ânions (íons negativos) migrando para o ânodo (polo $\oplus$), onde ocorre sua oxidação.

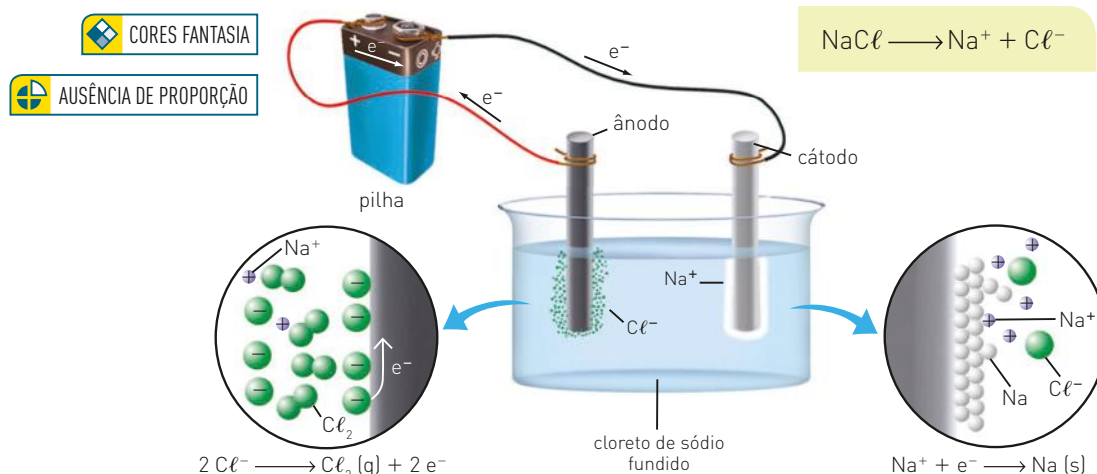
As eletrólises podem ser feitas utilizando substâncias puras liquefeitas (fundidas) ou substâncias dissolvidas em água (meio aquoso).

A seguir você estudará esses dois tipos de eletrólise.

Eletrólise ígnea

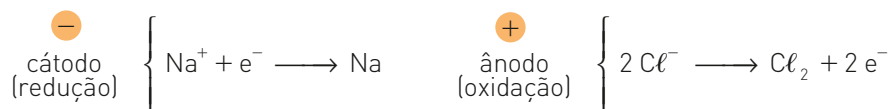
Na eletrólise ígnea, a substância pura está liquefeita (fundida) e não deve existir água no sistema. Veja como exemplo desse tipo de eletrólise a que ocorre com o cloreto de sódio (NaCl), utilizando eletrodos de platina.

Nesse sistema, temos o cloreto de sódio dissociado:

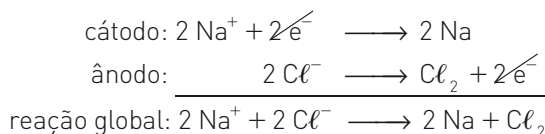


Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora

As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:



Estabelecendo a igualdade entre o número de elétrons perdidos e recebidos e somando as semirreações, obtemos a reação global da eletrólise:



Analisando a reação global, podemos concluir que a eletrólise ígnea do cloreto de sódio produz sódio metálico (Na) e gás cloro (Cl_2).

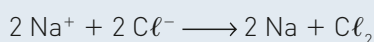
A obtenção do sódio

Geralmente, metais não ocorrem livres na natureza. As formas mais comuns desses materiais são óxidos ou sais.

O sal mais abundante presente na água do mar é o cloreto de sódio, encontrado na forma dissociada: Na^+ (aq) e Cl^- (aq). Esse sal é usado para a produção do sódio metálico, Na, e do gás cloro, Cl_2 , que não são encontrados livres na natureza.

Para produzir o sódio metálico, é necessário que o cátion Na^+ seja transformado em Na. Paralelamente, a produção do gás cloro é feita a partir dos íons Cl^- . De que modo se combinam, industrialmente, esses dois processos?

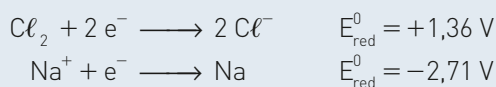
A reação entre o cátion Na^+ e o ânion Cl^- que permite a obtenção de Na e Cl_2 pode ser representada pela equação abaixo e não ocorre espontaneamente.



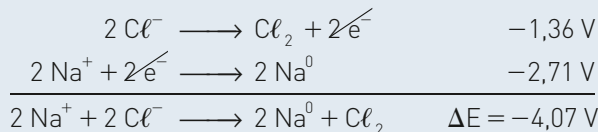
Sal de cozinha, cujo principal componente é o cloreto de sódio (NaCl).

Thinkstock/Getty Images

Para entender a não espontaneidade dessa reação, devemos lembrar que os íons Na^+ e Cl^- são mais estáveis que seus respectivos átomos (Na e Cl) e também conhecer os potenciais de redução dos íons Na^+ e Cl^- .



As semirreações que deveriam ocorrer para formar Na^0 e Cl_2 são:



Como o ΔE é negativo ($-4,07\text{ V}$), a reação não é espontânea. No entanto, podemos provocá-la se submetermos o sistema a uma corrente elétrica proveniente de fonte externa – por exemplo, uma pilha – por meio de um processo chamado eletrólise.

Eletrólise em meio aquoso

Para abordar esse tipo de eletrólise, vamos realizar o experimento a seguir.

Atividade prática

Eletrólise aquosa do NaCl

As eletrólises são feitas com o auxílio de uma fonte externa de corrente elétrica. Para o experimento que faremos a seguir, utilizaremos uma bateria de 9 V, comumente usada em aparelhos de som, brinquedos, telefones etc.

Nesta eletrólise usaremos eletrodos inertes (grafita).

Objetivo: observar na prática os eventos que serão descritos adiante.

Material

- bateria com 2 fios de cobre conectados a ela
- 2 lápis apontados nas duas extremidades (eletrodos inertes)
- 2 tiras de papelão
- frasco transparente
- água
- sal de cozinha (NaCl)
- fenolftaleína

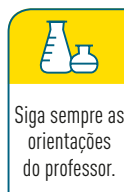
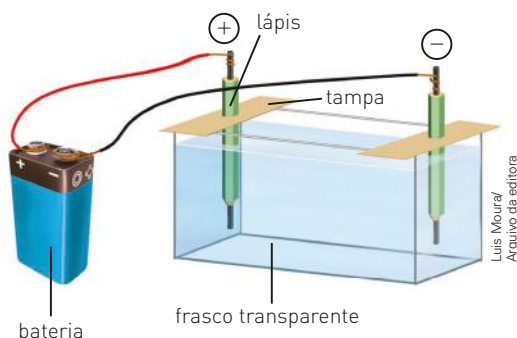
Procedimento

Conecte os fios da bateria aos dois lápis e introduza-os no frasco contendo a solução aquosa de NaCl . Os lápis devem estar distanciados, sem tocar as paredes do frasco.

Para manter os lápis na vertical, prepare duas tiras de papelão, fazendo um furo em cada uma delas. Nesses furos encaixe os eletrodos (lápis).

Observe o que acontece nos eletrodos, **tomando cuidado para não aspirar os gases formados**. Após certo tempo, adicione fenolftaleína. Observe a variação de cor e responda às questões:

1. Como o NaCl é encontrado nessa solução?
2. Quais íons são atraídos pelo ânodo?
3. Escreva a equação que representa essa semirreação.
4. Quais íons são atraídos pelo cátodo?

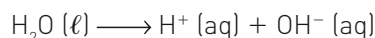


5. Escreva a equação que representa essa semirreação.
6. Escreva a equação que representa a reação global da eletrólise aquosa do NaCl.
7. Qual a finalidade do uso da fenolftaleína?
8. Em qual dos eletrodos — positivo ou negativo — a fenolftaleína reage visivelmente? Descreva a aparência dessa reação.
9. A solução final terá caráter ácido, básico ou neutro?
10. Qual gás liberado é nocivo à saúde? Cite alguns de seus usos industriais.
11. Qual a substância formada pela reação entre os dois gases liberados na eletrólise?

Como pode se observar a partir da nomenclatura, a eletrólise aquosa irá ocorrer em um sistema onde a passagem da corrente elétrica se dará através da água, sendo assim, nesse sistema há necessariamente a **presença de água**.

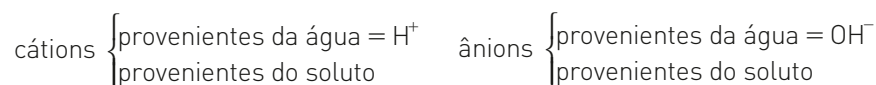
Na eletrólise em meio aquoso, devemos considerar não só os íons provenientes do soluto, mas também os da água, provenientes de sua ionização.

A ionização da água poderia ser representada simplificada por:

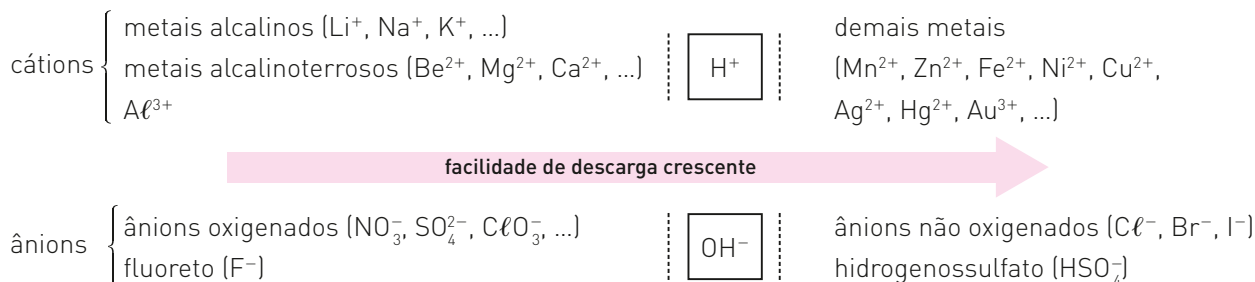


A dissociação do soluto irá originar cátions e ânions.

Na solução, temos:



Verificou-se experimentalmente que existe uma prioridade de descarga de cátions e ânions.



Vamos analisar agora algumas eletrólises em meio aquoso.

1. Eletrólise aquosa do cloreto de sódio: NaCl (aq)

Esse é o processo que você acompanhou na **Atividade prática** anterior.

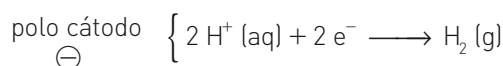
Na solução, temos:



Vamos inicialmente analisar as descargas dos cátions: Na⁺ (aq) e H⁺ (aq).

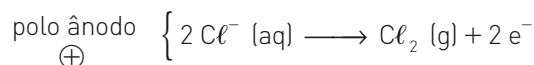
Pela tabela de prioridade de descarga, verificamos que o cátion H⁺ (aq) tem prioridade de descarga sobre o Na⁺ (aq).

Assim, o cátion H⁺ (aq) migra para o cátodo (polo ⊖), onde ocorre sua redução e descarga:

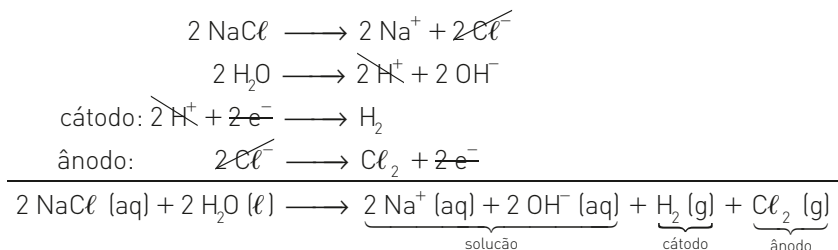


Estudando agora os ânions Cl⁻ (aq) e OH⁻ (aq), verificamos que o Cl⁻ (aq) tem prioridade de descarga em relação ao OH⁻ (aq).

Assim, o ânion Cl^- (aq) migra para o ânodo (polo $\oplus$), onde ocorre sua oxidação e sua descarga:

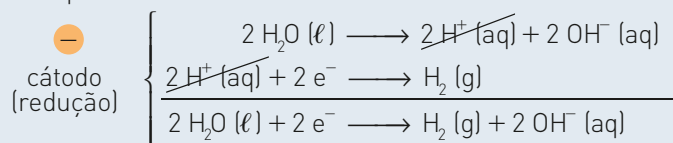


A partir das quatro equações representadas, podemos obter a equação global do processo:



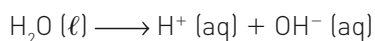
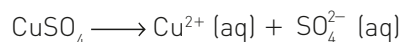
A eletrólise do NaCl (aq) é um processo que permite obter soda cáustica (NaOH), gás hidrogênio (H_2) e gás cloro (Cl_2).

- Note que a presença de OH^- na solução final da eletrólise caracteriza soluções básicas.
- Em vez de escrever a descarga do H^+ proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:



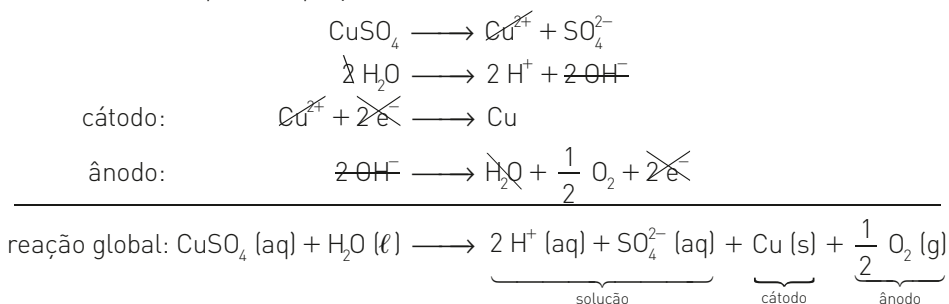
2. Eletrólise aquosa do sulfato de cobre, CuSO_4 (aq)

Na solução, temos:

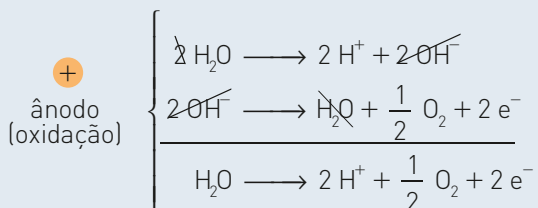


	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Cu^{2+} e H^+	OH^- e SO_4^{2-}
Facilidade de descarga	$\text{Cu}^{2+} > \text{H}^+$	$\text{OH}^- > \text{SO}_4^{2-}$
Semirreação	$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \xrightarrow{\text{redução}} \text{Cu} (\text{s})$	$2 \text{OH}^- (\text{aq}) \xrightarrow{\text{oxidação}} \text{H}_2\text{O} (\ell) + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$
Íons presentes na solução	H^+	SO_4^{2-}

Somando as quatro equações, temos:

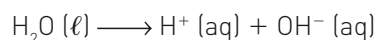


- Note que, pela eletrólise do CuSO_4 , obtivemos cobre metálico (Cu) e gás oxigênio (O_2) e que a solução final apresenta caráter ácido devido aos íons H^+ (aq).
- Em vez de escrever a descarga do OH^- proveniente da água, podemos escrever a descarga da própria água, cuja reação é dada por:



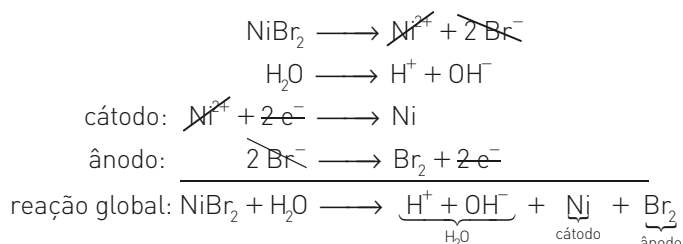
3. Eletrólise aquosa do brometo de níquel, NiBr_2 (aq)

Na solução, temos:



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Ni^{2+} e H^+	Br^- e OH^-
Facilidade de descarga	$\text{Ni}^{2+} > \text{H}^+$	$\text{Br}^- > \text{OH}^-$
Semirreação	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \xrightarrow{\text{redução}} \text{Ni}$	$2 \text{Br}^- \xrightarrow{\text{oxidação}} \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$
Permanece na solução	H^+	OH^-

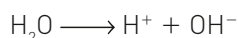
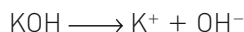
Somando as quatro equações, temos:



Note que só o soluto brometo de níquel (NiBr) foi consumido durante a eletrólise, o que irá acarretar uma diminuição na concentração da solução à medida que ocorre a reação.

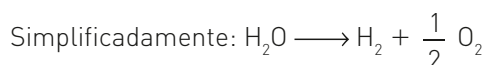
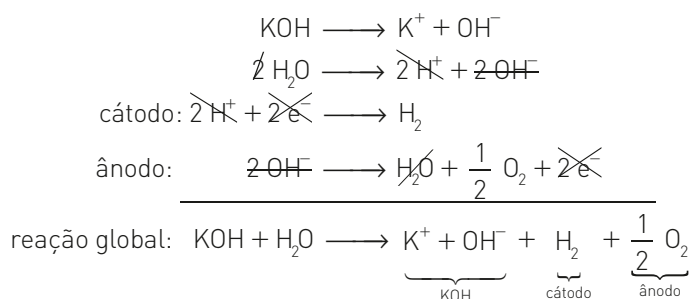
4. Eletrólise aquosa do hidróxido de potássio, KOH (aq)

Na solução, temos:



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	H^+ e K^+	OH^- da água e OH^- da base
Facilidade de descarga	$\text{H}^+ > \text{K}^+$	OH^-
Semirreação	$2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \xrightarrow{\text{redução}} \text{H}_2 (\text{g})$	$2 \text{OH}^- (\text{aq}) \xrightarrow{\text{oxidação}} \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$
Permanece na solução	K^+	OH^- da água

Somando as quatro equações, temos:



Note que o KOH não participa da eletrólise, que está realmente ocorrendo com a água, produzindo gás hidrogênio (H_2) e gás oxigênio (O_2). Logo, ao final da reação, a solução de hidróxido de potássio (KOH) estará mais concentrada do que no início.



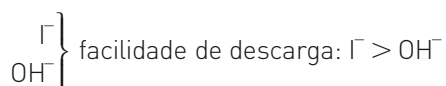
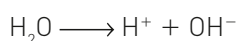
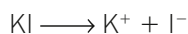
Quando realizamos uma eletrólise utilizamos uma corrente elétrica contínua. Por que não utilizamos uma corrente alternada?

Exercícios resolvidos

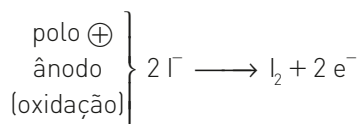
1. (Fuvest-SP) Michael Faraday (1791-1867), eletroquímico cujo 2º centenário de nascimento foi comemorado em 1991, comentou que “uma solução de iodeto de potássio e amido é o mais admirável teste de ação eletroquímica” pelo aparecimento de uma coloração azul, quando da passagem de corrente contínua.
 - a) Escreva a equação que representa a ação da corrente elétrica sobre o iodeto.
 - b) Em que polo surge a coloração azul? Justifique sua resposta.

Solução

a) Considerando uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI), temos:



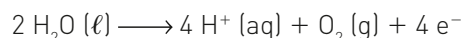
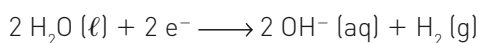
Logo, a reação que ocorre no ânodo é:



b) A coloração azul no polo positivo é devida ao I_2 em presença do amido.

2. (Unicamp-SP) Observe o esquema ao lado, representativo da eletrólise da água.

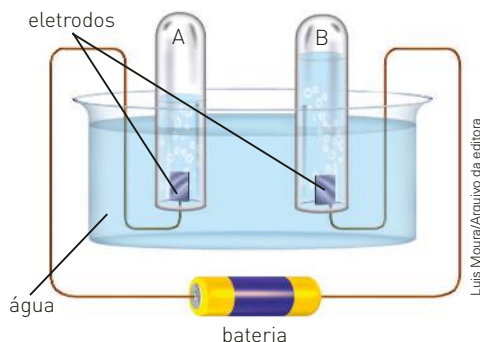
As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:



A partir dessas informações:

a) Identifique os gases A e B.

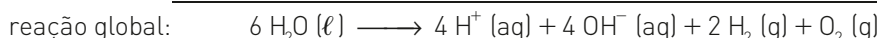
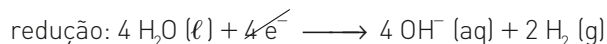
b) Indique se, após um certo tempo de eletrólise, o meio estará ácido, básico ou neutro. Por quê?



Solução

a) Uma maneira de resolver seria pela análise das semirreações, após estarem devidamente balanceadas, e da reação global, lembrando que:

$$n^\circ \text{ de } \text{e}^- \text{ cedidos} = n^\circ \text{ de } \text{e}^- \text{ recebidos}$$



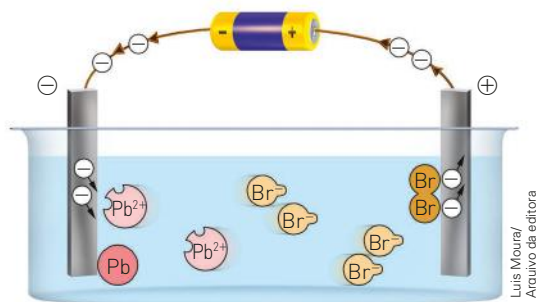
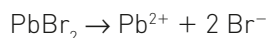
Note que são produzidos 2 H_2 (g) para 1 O_2 (g); logo, o volume de H_2 (A) produzido será maior que o de O_2 (B).

b) Observando a equação da reação global, notamos que a quantidade (concentração) de H^+ é igual à de OH^- .

Assim, **pela equação**, temos: 4 H^+ e 4 OH^- , ou seja, a solução final é **neutra**.

Fundamentando seus conhecimentos

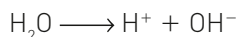
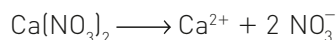
O esquema mostra uma representação da eletrólise ígnea do brometo de chumbo II (PbBr_2):



Com base na ilustração, responda às questões 1 a 7.

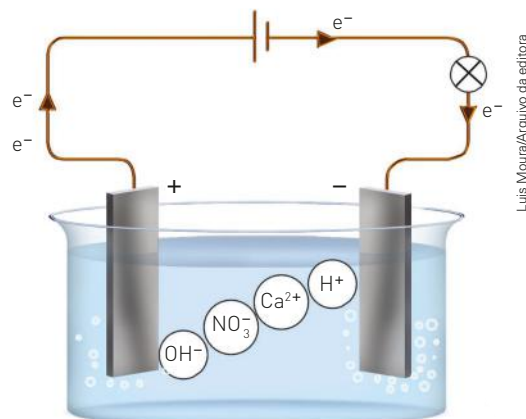
1. Os cátions Pb^{2+} migram para o polo $\ominus$. Qual é o nome desse eletrodo?
2. No polo $\ominus$ ocorre uma oxidação ou uma redução?
3. Equacione a descarga do Pb^{2+} .
4. Os ânions Br^- migram para o polo $\oplus$. Qual é o nome desse eletrodo?
5. No polo $\oplus$ ocorre oxidação ou redução?
6. Equacione a descarga do Br^- .
7. Equacione a reação global dessa eletrólise.

A ilustração ao lado mostra uma eletrólise em meio aquoso do nitrato de cálcio:



Prioridade de descarga: $\text{H}^+ > \text{Ca}^{2+}$ e $\text{OH}^- > \text{NO}_3^-$.

Com base nessas informações e na ilustração, responda às questões 8 a 14.



Luis Moura/Arquivo da editora

8. Quais espécies migram para o cátodo?
9. Qual espécie se reduz no cátodo?
10. Equacione a descarga que ocorre no cátodo.
11. Quais espécies migram para o ânodo?
12. Qual espécie se oxida no ânodo?
13. Equacione a descarga que ocorre no ânodo.
14. A solução ao final da eletrólise ficará mais diluída ou mais concentrada?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UFRGS-RS) No cátodo de uma célula de eletrólise sempre ocorre:
 - a) Deposição de metais.
 - ✗ b) Uma semirreação de redução.
 - c) Produção de corrente elétrica.
 - d) Desprendimento de gás hidrogênio.
 - e) Corrosão química.
2. (FCC-BA) Na eletrólise ígnea do CaCl_2 , obtiveram-se cloro no ânodo e cálcio no cátodo. Para representar apenas o processo de oxidação que ocorreu nessa eletrólise, escreve-se:
 - a) $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}$
 - b) $\text{Ca}^{2+} \longrightarrow \text{Ca} + 2 \text{e}^-$
 - c) $\text{Cl}^- + \text{e}^- \longrightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2$
 - ✗ d) $\text{Cl}^- \longrightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2 + \text{e}^-$
 - e) $\text{Cl}^- + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$
3. (Fatec-SP) Obtém-se magnésio metálico por eletrólise do MgCl_2 fundido. Nesse processo, a semirreação que ocorre no cátodo é:
 - a) $\text{Mg}^{+2} + \text{Mg}^- \longrightarrow \text{Mg}$
 - b) $\text{Mg}^{+2} - 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}$
 - c) $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$
 - ✗ d) $\text{Mg}^{+2} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}$
 - e) $2 \text{Cl}^- + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cl}_2$
4. Equacione as reações que ocorrem na eletrólise ígnea das substâncias seguintes:
 - a) KI;
 - b) NiCl_2 .
5. (Enem) A obtenção do alumínio dá-se a partir da bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$) que é purificada e eletrolisada numa temperatura de 1000 °C. Na célula eletrolítica, o ânodo é formado por barras de grafita ou carvão, que são consumidas no processo de eletrólise, com formação de gás carbônico, e o cátodo é uma caixa de aço coberta de grafita.

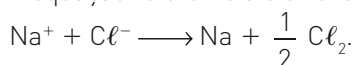
A etapa de obtenção do alumínio ocorre no:

 - a) ânodo, com formação de gás carbônico.
 - b) cátodo, com redução do carvão na caixa de aço.
 - c) cátodo, com oxidação do alumínio na caixa de aço.
 - d) ânodo, com depósito de alumínio nas barras de grafita.
 - ✗ e) cátodo, com fluxo de elétrons das barras de grafita para a caixa de aço.
6. Equacione as reações que ocorrem na eletrólise aquosa das substâncias a seguir, indicando os produtos formados nos eletrodos e na solução:
 - a) CuBr_2 .
 - b) AgNO_3 .
 - c) CaCl_2 .
 - d) Na_2SO_4 .

7. (Unicamp-SP) O uso mais popular do cloreto de sódio é na cozinha, onde é utilizado para acrescentar sabor a uma infinidade de alimentos e também como conservante e material de limpeza. É na indústria química, no entanto, que ele é mais consumido. São inúmeros os processos que fazem uso de produtos do processamento desse sal. O uso industrial do cloreto de sódio se dá principalmente no processo de obtenção de alguns importantes produtos de sua eletrólise em meio aquoso. Simplificadamente, esse processo é feito pela passagem de uma corrente elétrica em uma solução aquosa desse sal. Pode-se afirmar que, a partir desse processo, seriam obtidos:
- gás hidrogênio, gás oxigênio e ácido clorídrico.
 - gás hidrogênio, gás cloro e ácido clorídrico.
 - gás hidrogênio, gás cloro e hidróxido de sódio em solução.
 - gás hidrogênio, gás oxigênio e hidróxido de sódio em solução.

8. (Unicap-PE) A produção industrial de sódio metálico e gás cloro faz uso do processo de Downs, no qual cloreto de sódio fundido é eletrolisado. Julgue verdadeira ou falsa cada uma das alternativas seguintes:

- O elemento produzido pela oxidação é o sódio.
- A substância produzida no ânodo é o cloro.
- A substância produzida no cátodo é o hidrogênio.
- A substância produzida pela redução é o cloro.
- A equação referente à eletrólise é:

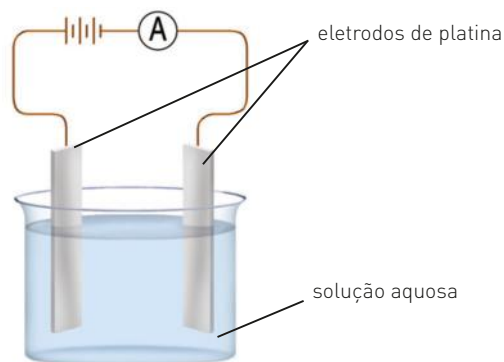


9. (FMP-RS) A galvanoplastia é uma técnica que permite dar um revestimento metálico a uma peça, colocando tal metal como polo negativo de um circuito de eletrólise. Esse processo tem como principal objetivo proteger a peça metálica contra a corrosão. Vários metais são usados nesse processo, como, por exemplo, o níquel, o cromo, a prata e o ouro. O ouro, por ser o metal menos reativo, permanece intacto por muito tempo. Deseja-se dourar um anel de alumínio e, portanto, os polos são mergulhados em uma solução de nitrato de ouro III $[\text{Au}(\text{NO}_3)_3]$.

Ao final do processo da eletrólise, as substâncias formadas no cátodo e no ânodo são, respectivamente:

- H_2 e NO_3^- .
- N_2 e Au.
- Au e O_2 .
- Au e NO_2 .
- O_2 e H_2 .

10. (UFPR) Um estudante montou um arranjo experimental para investigar a condutividade de algumas soluções aquosas. Para isso, ele usou água destilada, uma fonte de tensão e um amperímetro (A), conforme esquematizado a seguir:



Reprodução/Arquivo da editora

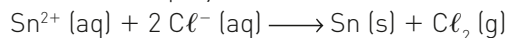
Os resultados experimentais foram apresentados na seguinte tabela:

Experimento	Soluto	Corrente medida	Observações visuais
A	açúcar	zero	Não houve alteração perceptível.
B	ácido sulfúrico	0,5 A	Houve evolução de gases em ambos os eletrodos.
C	sulfato de cobre	0,5 A	Houve evolução de gás em um eletrodo e houve deposição de cobre no outro eletrodo.

Responda:

- Por que o amperímetro não registrou corrente no experimento A e registrou nos experimentos B e C?
- Qual foi o gás liberado no experimento B no eletrodo positivo? E no eletrodo negativo?
- Qual foi o gás liberado no experimento C? Em qual eletrodo (ânodo ou cátodo) houve deposição de cobre?

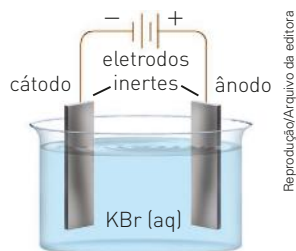
11. (UFPB/PSS) O estanho, utilizado como revestimento interno em embalagens de produtos alimentícios e na fabricação de ligas metálicas, como a solda e o bronze, pode ser obtido a partir da eletrólise do cloreto de estanho (II) dissolvido em água, conforme a equação:



A partir dessa equação, é correto afirmar que:

- a) a redução do $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$ a $\text{Cl}_2(\text{g})$ ocorre no ânodo.
- b) a oxidação do $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$ a $\text{Sn}(\text{s})$ ocorre no cátodo.
- ☒ c) o $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$ é o agente redutor, e o $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$ é o agente oxidante.
- d) $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \longrightarrow \text{Sn}(\text{s})$ corresponde à semirreação de oxidação.
- e) $2 \text{Cl}^{-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^{-}$ corresponde à semirreação de redução.

A eletrólise é a decomposição de uma substância por meio de corrente elétrica. Considere a cuba eletrolítica a seguir para responder às questões 12 e 13.



12. (PUC-MG) É correto afirmar que no cátodo é produzido:
- a) K.
 - ☒ b) H_2 .
 - c) O_2 .
 - d) Br_2 .
13. (PUC-MG) Considere as afirmações apresentadas a seguir:
- I. Os íons Br^{-} se deslocam em direção ao ânodo, e os íons K^{+} se deslocam em direção ao cátodo.
 - II. Os íons OH^{-} se deslocam em direção ao ânodo, e os íons H^{+} , em direção ao cátodo.
 - III. Os íons OH^{-} se deslocam em direção ao ânodo, e os íons Br^{-} , em direção ao cátodo.
- A(s) afirmação(ões) está(ão) correta(s) em:
- a) I apenas.
 - b) II apenas.
 - c) III apenas.
 - ☒ d) I e II.

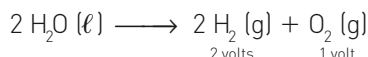
Texto para as questões 14 e 15.

Investigadores da Stanford University (Estados Unidos) estão desenvolvendo um processo para obtenção de energia que é praticamente o inverso do que acontece na dessalinização de água: O protótipo de dispositivo é formado por um eletrodo que atrai íons positivos como Na^{+} , e por outro que atrai íons negativos como Cl^{-} . Quando os dois eletrodos são imersos em água salgada captam os respectivos íons presentes no sal, e o movimento destes íons cria corrente elétrica. Os eletrodos são em seguida recarregados através da drenagem da água salgada e da sua substituição por água doce, que é acompanhada de uma corrente elétrica de tensão relativamente baixa, o que permite libertar os íons dos eletrodos. Quando esta leva de água doce é por sua vez drenada, os já referidos eletrodos estão prontos para atrair mais íons da água salgada. Para alcançar elevadas eficiências de conversão, um eletrodo de prata foi utilizado para estabelecer uma boa ligação com os íons cloreto.

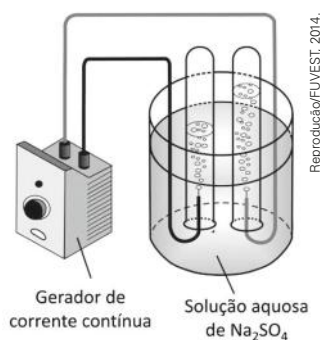
Fonte: <http://www.technologyreview.com/news/423903/salty-solution-for-energy-generation/#/>. Acesso: 3 abr. 2014.

14. (UEPB) Julgue as afirmativas a seguir, relativas à possibilidade de uso da tecnologia apresentada no texto, para a realidade paraibana. Considere que o sistema funciona perfeitamente.
- I. Esse sistema é ideal para ser implantado em João Pessoa, onde há o encontro de rios com o mar.
 - II. O sistema seria perfeito para gerar água doce no sertão paraibano e, assim, solucionar o problema da seca.
 - III. Seria muito útil para geração de energia em Campina Grande.
- Está(ão) **errada(s)**:
- ☒ a) II e III.
 - b) I e II.
 - c) I e III.
 - d) Todas.
 - e) Nenhuma.
15. (UEPB) Com relação aos eletrodos do sistema é correto afirmar:
- a) O eletrodo de prata só atrai pares NaCl para garantir a neutralidade do sistema.
 - b) O eletrodo de prata é o polo negativo.
 - c) A prata foi utilizada como eletrodo por ser um material barato e pouco poluente.
 - d) O eletrodo de prata também atrai os Na^{+} .
 - ☒ e) O eletrodo de prata é o polo positivo.

16. (Fuvest-SP) Em uma aula de laboratório de Química, a professora propôs a realização da eletrólise da água. Após a montagem de uma aparelhagem como a da figura ao lado, e antes de iniciar a eletrólise, a professora perguntou a seus alunos qual dos dois gases, gerados no processo, eles esperavam recolher em maior volume. Um dos alunos respondeu: "O gás oxigênio deve ocupar maior volume, pois seus átomos têm oito prótons e oito elétrons (além dos nêutrons) e, portanto, são maiores que os átomos de hidrogênio, que, em sua imensa maioria, têm apenas um próton e um elétron". Observou-se, porém, que, decorridos alguns minutos, o volume de hidrogênio recolhido era o dobro do volume de oxigênio (e essa proporção se manteve no decorrer da eletrólise), de acordo com a seguinte equação química:



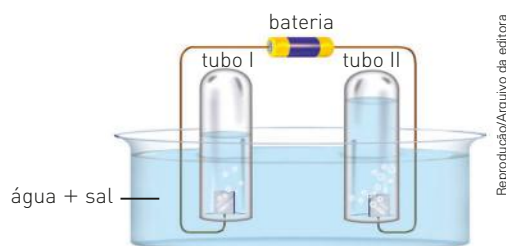
- a) Considerando que a observação experimental não corresponde à expectativa do aluno, explique por que a resposta dada por ele está incorreta.



Reprodução/FUVEST, 2014.

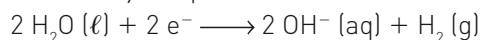
- b) Posteriormente, o aluno perguntou à professora se a eletrólise da água ocorreria caso a solução aquosa de Na_2SO_4 fosse substituída por outra. Em vez de responder diretamente, a professora sugeriu que o estudante repetisse o experimento, porém substituindo a solução aquosa de Na_2SO_4 por uma solução aquosa de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). O que o aluno observaria ao realizar o novo experimento sugerido pela professora? Explique.

17. (UFU-MG) Observe o esquema abaixo, representativo da eletrólise da água, que é um processo eletroquímico com larga aplicação industrial.



Reprodução/Arquivo da editora

As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:



Pede-se:

- a) Quais são os gases formados nos tubos I e II?
b) Identifique qual o polo da bateria que está conectado no tubo II. Justifique sua resposta.
c) Explique por que o tubo II tem maior massa que o tubo I.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Unimontes-MG) A tabela abaixo apresenta informações sobre três células de NaCl , em estados diferentes.

Estado	Produto	
	Ânodo	Cátodo
fundido	A	
solução aquosa concentrada	Cl_2	B
solução aquosa diluída	C	H_2

Dada a ordem decrescente de facilidade de descarga de alguns cátions, $\text{Ag}^+ > \text{Cu}^{2+} > \text{Mn}^{2+} > \text{H}_3\text{O}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Na}^+ > \text{Li}^+$, e de ânions, ânions

não oxigenados $> \text{OH}^- > \text{ânions oxigenados}$, e o F^- , quais os produtos formados A, B e C? Justifique que sua resposta para cada produto.

2. (Vunesp-SP)



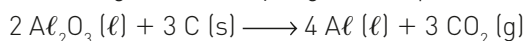
Nas salinas, o cloreto de sódio é obtido pela evaporação da água do mar em uma série de tanques. No primeiro tanque, ocorre o aumento da

concentração de sais na água, cristalizando-se sais de cálcio. Em outro tanque ocorre a cristalização de 90% do cloreto de sódio presente na água. O líquido sobrenadante desse tanque, conhecido como salmoura amarga, é drenado para outro tanque. É nessa salmoura que se encontra a maior concentração de íons Mg^{2+} (aq), razão pela qual ela é utilizada como ponto de partida para a produção de magnésio metálico.

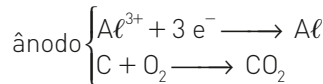
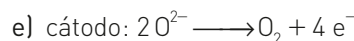
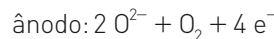
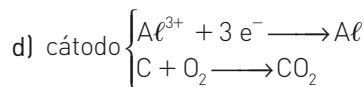
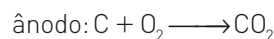
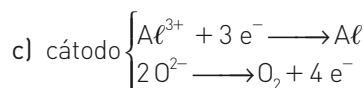
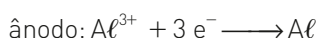
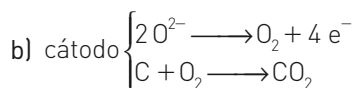
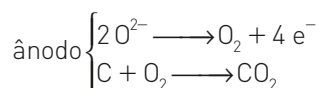
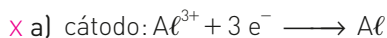
A obtenção de magnésio metálico a partir da salmoura amarga envolve uma série de etapas: os íons Mg^{2+} presentes nessa salmoura são precipitados sob a forma de hidróxido de magnésio por adição de íons OH^- . Por aquecimento, esse hidróxido transforma-se em óxido de magnésio que, por sua vez, reage com ácido clorídrico, formando cloreto de magnésio que, após cristalizado e fundido, é submetido a eletrólise ígnea, produzindo magnésio metálico no cátodo e cloro gasoso no ânodo.

Dê o nome do processo de separação de misturas empregado para obter o cloreto de sódio nas salinas e informe qual é a propriedade específica dos materiais na qual se baseia esse processo. Escreva a equação da reação que ocorre na primeira etapa da obtenção de magnésio metálico a partir da salmoura amarga e a equação que representa a reação global que ocorre na última etapa, ou seja, na eletrólise ígnea do cloreto de magnésio.

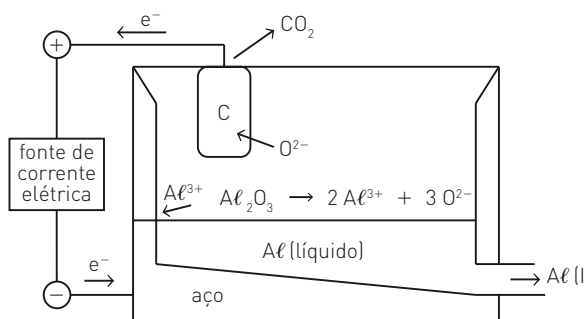
3. (Enem) O alumínio é um metal bastante versátil, pois, a partir dele, podem-se confeccionar materiais amplamente utilizados pela sociedade. A obtenção do alumínio ocorre a partir da bauxita, que é purificada e dissolvida em criolita fundida (Na_3AlF_6) e eletrolisada a cerca de $1000^\circ C$. Há liberação do gás dióxido de carbono (CO_2) formado a partir da reação de um dos produtos da eletrólise com o material presente nos eletrodos. O ânodo é formado por barras de grafita submergidas na mistura fundida. O cátodo é uma caixa de ferro coberta de grafita. A reação global do processo é:



Na etapa de obtenção do alumínio líquido, as reações que ocorrem no cátodo e ânodo são:

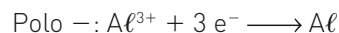
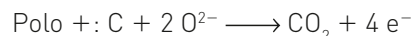


4. (FGV-SP) O Brasil é o sexto principal país produtor de alumínio. Sua produção é feita a partir da bauxita, mineral que apresenta o óxido Al_2O_3 . Após o processamento químico da bauxita, o óxido é transferido para uma cuba eletrolítica na qual o alumínio é obtido por processo de eletrólise ígnea. Os eletrodos da cuba eletrolítica são as suas paredes de aço, polo negativo, e barras de carbono, polo positivo.



O processo ocorre em alta temperatura, de forma que o óxido se funde e seus íons se dissociam. O alumínio metálico é formado e escoado na forma líquida.

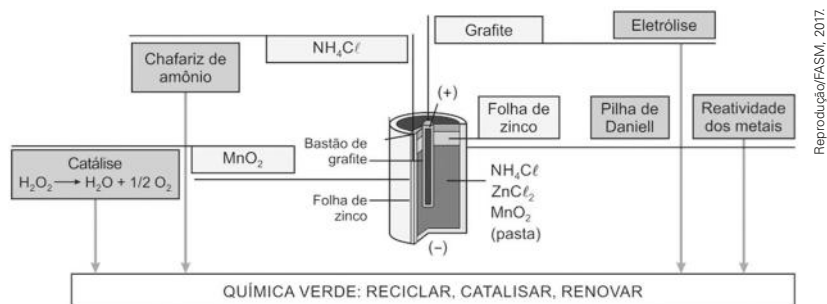
As semirreações que ocorrem na cuba eletrolítica são:



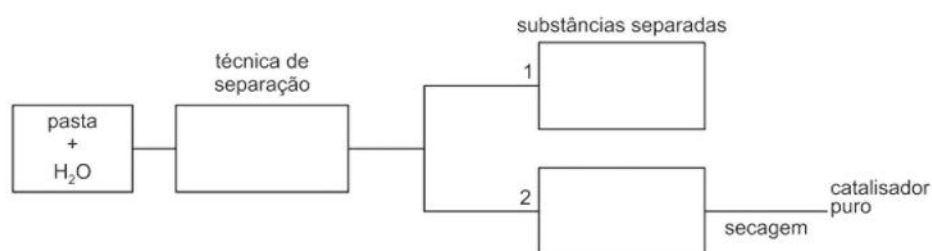
A quantidade em mol de CO_2 que se forma para cada um mol de Al e o polo negativo da cuba eletrolítica são respectivamente:



5. (Fasm/MED-SP) A figura mostra a composição de uma pilha comum e apresenta algumas sugestões de aplicações de seus componentes em aulas de Química.

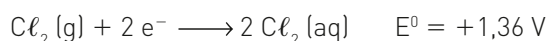


- a) Considere que a pasta interna da pilha seja colocada na água e que apenas os cloretos sejam solúveis nesse solvente. Complete o esquema abaixo com a técnica utilizada na separação dos componentes da pasta e as substâncias que devem estar presentes nos quadros 1 e 2.

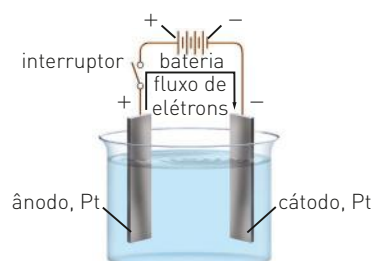


- b) Explique por que o grafite pode ser utilizado em procedimentos de eletrólise. Considerando que a folha de zinco é o polo negativo da pilha de Daniell, indique se ele sofre oxidação ou redução durante a descarga dessa pilha.

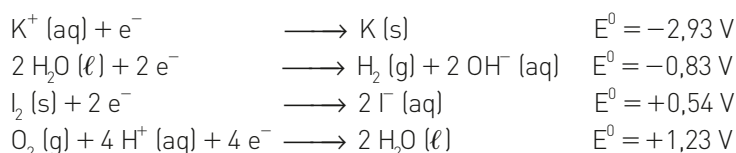
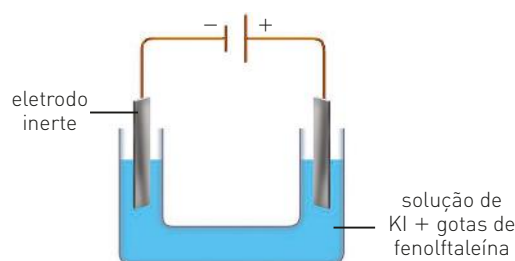
6. (Ufscar-SP) A figura apresenta a eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de níquel (II), NiCl_2 . São dadas as semirreações de redução e seus respectivos potenciais:



- a) Indique as substâncias formadas no ânodo e no cátodo. Justifique.
b) Qual deve ser o mínimo potencial aplicado pela bateria para que ocorra a eletrólise? Justifique.



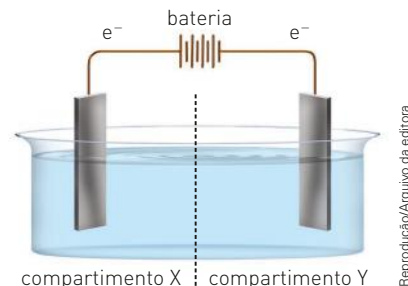
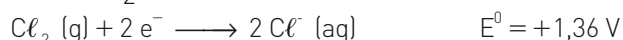
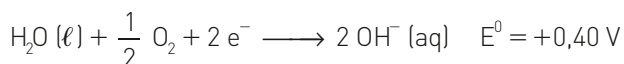
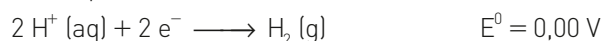
7. (Unifesp) A uma solução aquosa contendo KI suficiente para tornar o meio condutor, foram adicionadas algumas gotas do indicador fenolftaleína. A solução resultante foi eletrolisada com eletrodos inertes, no dispositivo esquematizado ao lado. São fornecidos os potenciais padrão de redução das espécies químicas presentes na solução, que podem sofrer oxidorredução no processo.



Com base nesses dados, pode-se prever que, durante a eletrólise da solução, haverá desprendimento de gás:

- a) em ambos os eletrodos, e aparecimento de cor vermelha apenas ao redor do eletrodo negativo.
- b) em ambos os eletrodos, e aparecimento de cor vermelha apenas ao redor do eletrodo positivo.
- c) em ambos os eletrodos, e aparecimento de cor vermelha também ao redor dos dois eletrodos.
- d) somente do eletrodo positivo, e deposição de potássio metálico ao redor do eletrodo negativo.
- ✗ e) somente do eletrodo negativo, e aparecimento de cor vermelha apenas ao redor do mesmo eletrodo.

8. [Unifesp] A figura representa uma célula de eletrólise de soluções aquosas com eletrodo inerte. Também são fornecidos os potenciais padrão de redução (E^0) de algumas espécies.



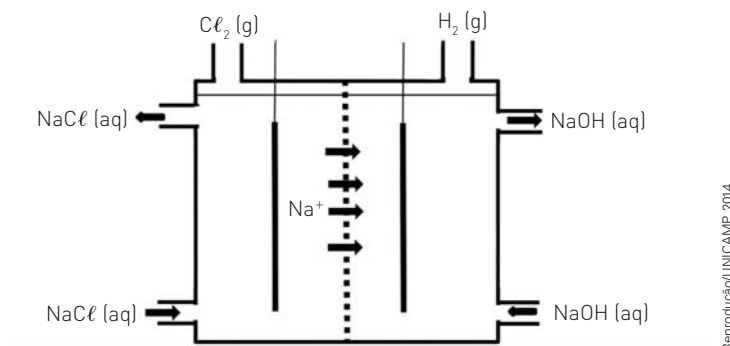
Para essa célula, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. O polo positivo é o eletrodo do compartimento Y.
- II. O ânodo é o eletrodo do compartimento X.
- III. A ddp para a eletrólise de uma solução aquosa de $\text{NaCl} (\text{aq})$ é positiva.
- IV. Na eletrólise de solução aquosa de $\text{NaCl} (\text{aq})$ há formação de gás hidrogênio no eletrodo do compartimento Y.
- V. Na eletrólise da solução aquosa de $\text{NaCl} (\text{aq})$ há formação de gás cloro no compartimento X.

São corretas somente as afirmações:

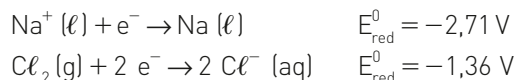
- a) I, II, III e IV.
- b) I, III e V.
- c) I, IV e V.
- d) II, III e IV.
- ✗ e) II, IV e V.

9. [Unicamp-SP] A produção mundial de gás cloro é de 60 milhões de toneladas por ano. Um processo eletroquímico moderno e menos agressivo ao meio ambiente, em que se utiliza uma membrana semipermeável, evita que toneladas de mercúrio, utilizado no processo eletroquímico convencional, sejam dispensadas anualmente na natureza. Esse processo moderno está parcialmente esquematizado na figura abaixo.



- a) Se a produção anual de gás cloro fosse obtida apenas pelo processo esquematizado na figura acima, qual seria a produção de gás hidrogênio em milhões de toneladas?
- b) Na figura, falta representar uma fonte de corrente elétrica e a formação de íons OH^- . Complete o desenho com essas informações, não se esquecendo de anotar os sinais da fonte e de indicar se ela é uma fonte de corrente alternada ou de corrente contínua.

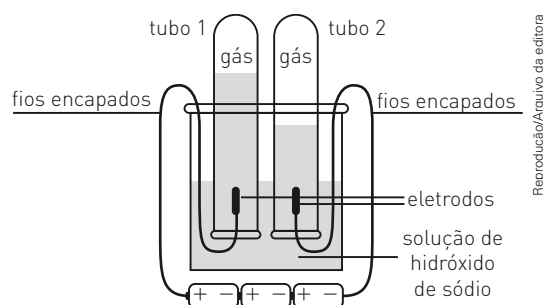
10. (UPF-RS) O uso de cloro na desinfecção de águas foi iniciado com a aplicação do hipoclorito de sódio $[\text{NaClO}(\text{aq})]$ e, primeiramente, era empregado somente em casos de epidemias. A partir de 1902, a cloração foi adotada de maneira contínua na Bélgica, e, a partir de 1909, passou a ser utilizado o gás cloro $[\text{Cl}_2(\text{g})]$ armazenado em cilindros revestidos com chumbo. O gás cloro $[\text{Cl}_2(\text{g})]$ pode ser obtido por dois processos de eletrólise: eletrólise da água do mar ou de uma salmoura e eletrólise ígnea de cloreto de sódio fundido.



Considerando os processos de eletrólise e as substâncias químicas relacionadas acima, analise as afirmativas e assinale a correta.

- a) Para o preparo de 1 L de uma solução de $\text{NaClO}(\text{aq})$ com concentração em quantidade de matéria de $0,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ devem ser dissolvidos 4,466 g do soluto.
- x b) No processo de eletrólise do $\text{NaCl}(\text{l})$ ocorre redução no compartimento do cátodo, sendo este ligado ao polo negativo.
- c) Eletrólise é um processo de oxirredução espontâneo no qual ocorre conversão de energia química em energia elétrica.
- d) A substância química $\text{NaCl}(\text{s})$ conduz a corrente elétrica, mesmo no estado sólido, pois apresenta íons em sua estrutura cristalina.
- e) A decomposição do cloreto de sódio é um processo espontâneo e sua reação pode ser descrita como: $2 \text{NaCl}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{Na}(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ sendo o potencial da célula negativo.

11. (UFG-GO) No esquema abaixo, está apresentada a decomposição eletrolítica da água. Nos tubos 1 e 2 formam-se gases incolores em volumes diferentes.



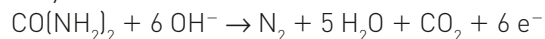
Tendo em vista os dados:

- a) identifique os gases formados nos tubos 1 e 2 e calcule os respectivos volumes nas CNTP, considerando a eletrólise de 36 gramas de água;

- b) escreva a reação de combustão do gás combustível formado em um dos tubos.

12. (Uerj) A eletrólise da ureia, substância encontrada na urina, está sendo proposta como forma de obtenção de hidrogênio, gás que pode ser utilizado como combustível. Observe as semirreações da célula eletrolítica empregada nesse processo, realizado com 100% de rendimento:

- reação anódica:



- reação catódica: $6 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{H}_2 + 6 \text{OH}^-$

Considere as seguintes informações:

- 1 - A ureia tem fórmula química $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ e sua concentração na urina é de $20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 2 - Um ônibus movido a hidrogênio percorre 1 km com 100 g desse combustível.

Apresente a reação global da eletrólise da ureia. Em seguida, calcule a distância, em quilômetros, percorrida por um ônibus utilizando o combustível gerado na eletrólise de dez mil litros de urina.

13. (Fuvest-SP) Em uma oficina de galvanoplastia, uma peça de aço foi colocada em um recipiente contendo solução de sulfato de cromo (III) $[\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3]$ a fim de receber um revestimento de cromo metálico. A peça de aço foi conectada, por meio de um fio condutor, a uma barra feita de um metal X que estava mergulhada em uma solução de um sal do metal X. As soluções salinas dos dois recipientes foram conectadas por meio de uma ponte salina. Após algum tempo, observou-se que uma camada de cromo metálico se depositou sobre a peça de aço e que a barra de metal X foi parcialmente corroída. A tabela a seguir fornece as massas dos componentes metálicos envolvidos no procedimento:

	Massa inicial (g)	Massa final (g)
Peça de aço	100,00	102,08
Barra de metal X	100,00	96,70

- a) Escreva a equação química que representa a semirreação de redução que ocorreu neste procedimento.
- b) O responsável pela oficina não sabia qual era o metal X, mas sabia que podia ser magnésio (Mg), zinco (Zn) ou manganês (Mn), que formam íons divalentes em solução nas condições do experimento. Determine, mostrando os cálculos necessários, qual desses três metais é X.

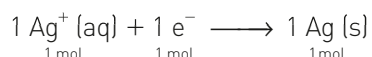
Aspectos quantitativos da eletrólise

Tanto em uma célula galvânica como em uma célula eletrolítica, os elétrons são liberados no ânodo, através de um circuito externo, e atingem o cátodo. O número de elétrons que sai do ânodo é igual ao número de elétrons que chega ao cátodo, ou seja, o número de elétrons perdidos por uma espécie será igual ao número de elétrons recebidos por outra.

A relação entre o número de elétrons transferidos e a quantidade de matéria da espécie oxidada ou reduzida foi estabelecida experimentalmente em 1834 por Michael Faraday (1791-1867).

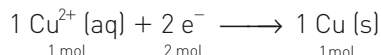
Para entendermos essa relação, veja dois exemplos:

1. Na eletrólise em meio aquoso de nitrato de prata (AgNO_3) ocorre a deposição do metal prata (Ag), segundo a semirreação:



1 mol de e^- provoca a deposição de 1 mol de Ag (s).

2. Na eletrólise em meio aquoso de nitrato de cobre ($\text{Cu(NO}_3)_2$) ocorre a deposição do metal cobre (Cu), segundo a semirreação:



2 mol de e^- provocam a deposição de 1 mol de Cu (s).

Pelos exemplos podemos notar que:

A quantidade de uma substância produzida é **proporcional** à quantidade de carga elétrica que circula no circuito.

Em 1909, Robert Andreus Millikan (1868-1953) determinou que a carga elétrica de um elétron em módulo é igual a $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ e, como sabemos que 1 mol de elétrons corresponde a $6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-$, a quantidade de carga transportada pela passagem de 1 mol de elétrons é dada pelo produto entre esses dois valores, ou seja:

$$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$$

Assim, $9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$ ou 96 500 C é a quantidade de carga transportada por 1 mol de elétrons, e essa quantidade é denominada **constante de Faraday** (1 F):

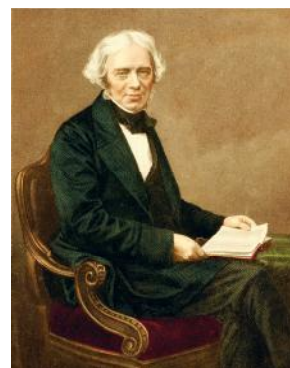
$$1 \text{ mol de elétrons } (6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-) \xrightarrow{\text{transporta}} 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} = 1 \text{ faraday} = F$$

A quantidade de carga (Q), expressa em coulomb (C), que circula em um circuito elétrico, está relacionada com a intensidade da corrente elétrica (i), expressa em ampère (A), e ao tempo, expresso em segundos (s).

A expressão matemática que mostra essa relação é:

$$\begin{aligned} Q &= i \cdot t \\ \text{carga} &= \text{corrente} \cdot \text{tempo} \\ [C] &= [A] \cdot [s] \end{aligned}$$

Veja alguns exemplos relacionados com os aspectos quantitativos da eletrólise.



Georgios Kollidas/Shutterstock

Michael Faraday é conhecido por suas descobertas em eletricidade, em magnetismo e em eletroquímica. Após ter de abandonar a escola com apenas 14 anos de idade, foi trabalhar como ajudante de um encadernador de livros. Seu interesse pela ciência ocorreu pela leitura dos livros que encadernava. Foi considerado um dos melhores experimentalistas de todos os tempos. Retrato feito por J. Cook, em cerca de 1845.

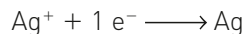


Thinkstock/Getty Images

/// A prateação é feita, em geral, entre 60 °C e 80 °C, utilizando sais de prata, como o cianeto de prata (AgCN). Com um custo mais baixo, é possível dar aparência de prata a diversos objetos.

1º exemplo

Uma peça de bijuteria recebeu um “banho de prata” (prateação) por um processo eletrolítico. Sabendo que nessa deposição o Ag^+ se reduz a Ag e que a quantidade de carga envolvida no processo foi de 0,01 faraday, qual é a massa de prata depositada? [Massa molar: $\text{Ag} = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.]



Ao receber 1 mol de e^- , 1 mol de Ag^+ produz 1 mol de Ag.



$$1 \text{ mol e}^- \xrightarrow{\text{transporta}} 96\,500 \text{ C} = 1 \text{ F}$$

$$1 \text{ mol e}^- \longrightarrow 1 \text{ mol Ag}$$

$$1 \text{ faraday} \longrightarrow 108 \text{ g}$$

$$0,01 \text{ faraday} \longrightarrow x$$

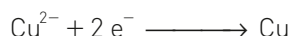
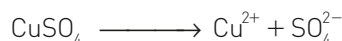
$$x = \frac{0,1 \text{ faraday} \cdot 108 \text{ g}}{1 \text{ faraday}}$$

$$x = 1,08 \text{ g de Ag}$$

2º exemplo

Se considerarmos que uma quantidade de carga igual a 9 650 C é responsável pela deposição de cobre quando é feita uma eletrólise de $\text{CuSO}_4 (\text{aq})$, qual será a massa de cobre depositada?

[Massa molar: $\text{Cu} = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.]



$$2 \text{ mol de e}^-$$

$$2 \cdot (96\,500 \text{ C}) \longrightarrow 64 \text{ g}$$

$$9\,650 \text{ C} \longrightarrow x$$

$$x = \frac{9\,650 \cancel{\text{C}} \cdot 64 \text{ g}}{2 \cdot 96\,500 \cancel{\text{C}}} \Rightarrow x = 3,2 \text{ g de Cu}$$

3º exemplo

Em uma pilha de *flash* antiga, o eletrólito está contido em uma lata de zinco, que funciona como um dos eletrodos. Que massa de Zn é oxidada a Zn^{2+} durante a descarga desse tipo de pilha, por um período de 30 minutos, envolvendo uma corrente de $5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A}$?

[Massa molar: $\text{Zn} = 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.]

Inicialmente, como foram fornecidos o tempo e a corrente, devemos calcular a carga que circulou.

$$\begin{array}{ccccc} Q & = & i & \cdot & t \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ \text{carga} & = & \text{corrente} & \cdot & \text{tempo} \\ \text{C} & = & \text{A} & \cdot & \text{s} \end{array}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} t = 30 \text{ min} = 30 \cancel{\text{min}} \cdot \frac{60 \text{ s}}{\cancel{\text{min}}} = 1800 \text{ s} \\ i = 5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A} \end{array} \right.$$

$$Q = 5,36 \cdot 10^{-1} \text{ A} \cdot 1800 \text{ s}$$

$$Q = 965 \text{ A} \cdot \text{s}$$

$$Q = 965 \text{ C}$$

Vamos relacionar a quantidade de carga com os mol de elétrons da equação.



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol de } \text{e}^{-}$$

$$65 \text{ g} \longrightarrow 2 (96\,500 \text{ C})$$

$$x = \frac{96\,500 \text{ C} \cdot 65 \text{ g}}{2 \cdot 96\,500 \text{ C}} \Rightarrow x = 3,25 \cdot 10^{-1} \text{ g de Zn}$$

Exercícios resolvidos

1. (UFMG) Considere a eletrólise de 200 mL de solução 0,10 mol/L de sulfato de cobre II, numa cuba com eletrodos de platina, por uma corrente de 0,20 A. (1 faraday = 96 500 C/mol de e^{-})

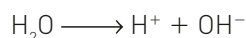
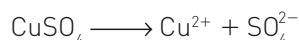
a) Escreva a equação da semirreação catódica.

b) Escreva a equação da semirreação anódica.

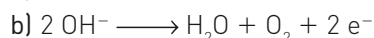
c) Calcule o tempo necessário para reduzir à metade a concentração dos íons Cu^{2+} .

Solução

Devemos inicialmente escrever a dissociação do CuSO_4 e a ionização da água:



	Cátodo	Ânodo
Migração de íons	Cu^{2+} e H^{+}	SO_4^{2-} e OH^{-}
Facilidade de descarga	$\text{Cu}^{2+} > \text{H}^{+}$	$\text{OH}^{-} > \text{SO}_4^{2-}$
Semirreação	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \xrightarrow{\text{redução}} \text{Cu}$	$2 \text{OH}^{-} \xrightarrow{\text{oxidação}} \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^{-}$
Permanece na solução	H^{+}	SO_4^{2-}



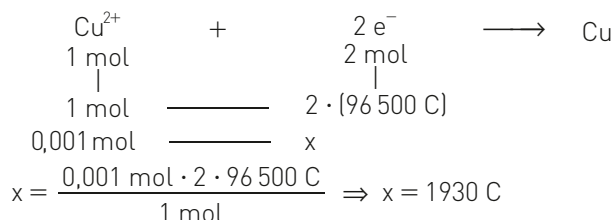
c) A solução inicial apresentava um volume de 200 mL (0,2 L) e concentração 0,10 mol/L de CuSO_4 por litro:

$$\begin{array}{rcl} 0,10 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 & = & 0,10 \text{ mol de } \text{Cu}^{2+} \quad \text{---} \quad 1 \text{ L} \\ & & x \quad \text{---} \quad 0,2 \text{ L} \end{array}$$

$$x = \frac{0,2 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol de } \text{Cu}^{2+}}{1 \text{ L}}$$

$$x = 0,02 \text{ mol de } \text{Cu}^{2+} \text{ (na solução inicial)}$$

Para que a concentração de íons Cu^{2+} se reduza à metade, deveremos ter o consumo de 0,01 mol de Cu^{2+} :

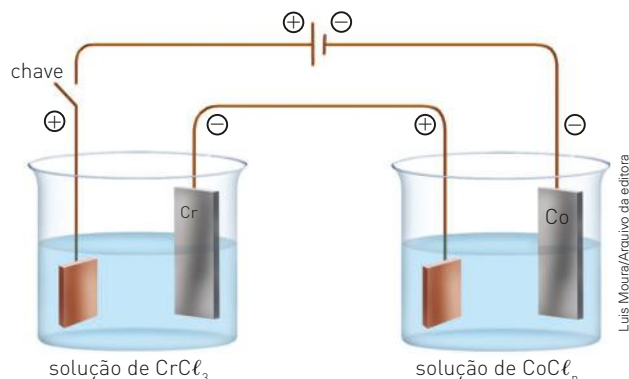


Como: $Q = i \cdot t$ $i = 0,20 \text{ A}$

$(C) = (A) \cdot (s)$ $Q = 1930 \text{ C}$

temos: $t = \frac{Q}{i} = \frac{1930 \text{ C}}{0,20 \text{ A}} \Rightarrow t = 9\,650 \text{ s}$

2. [Vunesp-SP] No laboratório, foi feita a montagem esquematizada na figura, utilizando placas de cromo e de cobalto, dois eletrodos inertes, uma chave interruptora e uma bateria. Os dois recipientes contêm, respectivamente, soluções aquosas de sais de cromo e de cobalto.



O circuito foi ligado durante certo tempo, após o qual se verificaram aumentos de massa de 0,3467 g na placa de cromo e de 0,5906 g na placa de cobalto. A partir desses resultados, um estudante fez as seguintes afirmações:

- A carga do cobalto em seu sal é igual a +2.
- Considerando a eficiência do processo igual a 100%, pode-se calcular que circulou uma carga igual a 1930 coulombs pela montagem.

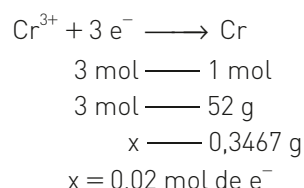
Com base nos dados fornecidos, discuta e justifique se as afirmações do estudante são verdadeiras ou falsas.

(1 faraday = 96 500 coulombs; massas molares, em g/mol: Cr = 52; Co = 59)

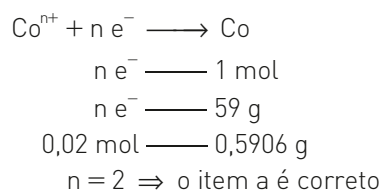
Solução

- a) Como as cubas estão ligadas em série, a carga que circula é a mesma em ambas.

A respeito da deposição do cromo, temos que:



Como a carga que circula é a mesma, o número de mol de e^- também será o mesmo.

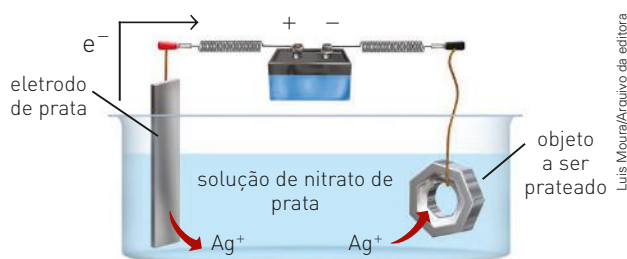


- b) $1 \text{ mol de e}^- \longrightarrow 96\,500 \text{ C}$
 $0,02 \text{ mol de e}^- \longrightarrow x$
 $x = 1930 \text{ C} \Rightarrow \text{o item b é correto}$

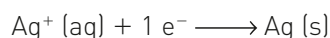
Fundamentando seus conhecimentos

A respeito do processo abaixo, responda às questões 1 a 3.

A ilustração mostra como um objeto pode ser recoberto por prata:

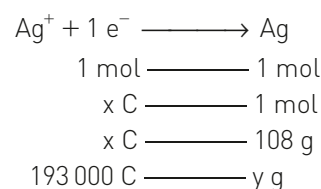


Uma das reações que ocorrem nesse processo pode ser representada por:



1. O esquema seguinte relaciona o número de mol, a carga e a massa nesse processo.

(Massa molar $\text{Ag} = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)



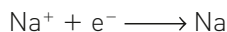
Determine os valores de x e y.

- Foi feita uma prateação durante 1 000 s utilizando-se uma corrente de 0,965 A. Determine a carga que circulou no sistema.
- Calcule a massa de prata depositada na prateação descrita no exercício anterior.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Calcule a massa de sódio metálico depositada por uma corrente de 9,65 A que atravessa, durante 10 minutos, uma massa de NaCl fundido.

Dados: massa molar Na = $23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C}$.



2. O cobre metálico utilizado como condutor elétrico apresenta um elevado grau de pureza. No processo de obtenção dessa pureza, por via eletrolítica, os íons cobre II são reduzidos a cobre metálico. Equacione a reação mencionada e calcule a massa de cobre depositada quando circula pela cuba eletrolítica um mol de elétrons.

Dado: massa molar Cu = $63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3. Calcule o tempo aproximado, em horas, para que ocorra a deposição de 11,43 g de ferro metálico, quando circula em uma corrente de 9,65 A, através de uma solução aquosa de FeCl_2 .

Dado: massa molar Fe = $56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.



4. Três cubas eletrolíticas estão ligadas em série, contendo, respectivamente, AgNO_3 , NiCl_2 e CuSO_4 . Sabendo que na primeira cuba foram depositados 2,16 g de prata metálica, calcule a massa de níquel metálico depositado na segunda cuba e a massa de cobre metálico na terceira cuba.

Dados: massas molares Ag = $108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 Ni = $58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; Cu = $63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

5. (Uepa) Um artesão de joias utiliza resíduos de peças de ouro para fazer novos modelos. O procedimento empregado pelo artesão é um processo eletrolítico para recuperação desse tipo de metal. Supondo que este artesão, trabalhando com resíduos de peças de ouro, solubilizados em solventes adequados, formando uma solução contendo íons Au^{3+} , utilizou uma cuba eletrolítica na qual aplicou uma corrente elétrica de 10 A por 482,5 minutos, obtendo como resultado ouro purificado.

Dados: Au = 197 g/mol ; constante de Faraday = $= 96\,500 \text{ C/mol}$.

O resultado obtido foi:

- a) 0,197 gramas de Au.
 b) 1,97 gramas de Au.
 c) 3,28 gramas de Au.

x d) 197 gramas de Au.

e) 591 gramas de Au.

6. (Uern) Para cromar uma chave, foi necessário montar uma célula eletrolítica contendo uma solução aquosa de íon de cromo (Cr^{2+}) e passar pela célula uma corrente elétrica de 15,2 A. Para que seja depositada na chave uma camada de cromo de massa igual a 0,52 grama, o tempo, em minutos, gasto foi de, aproximadamente:

(Considere a massa atômica do Cr = 52 g/mol ;
 $1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C}$).

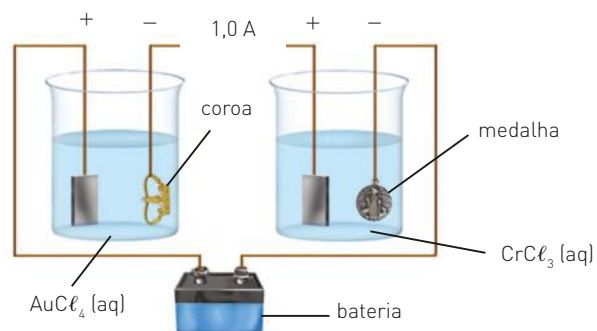
a) 1.

c) 63.

x b) 2.

d) 127.

7. (UFRN) Já quase na hora da procissão, Padre Inácio pediu a Zé das Joias que dourasse a coroa da imagem da padroeira com meio grama de ouro. Pouco depois, ainda chegou Dona Nenzinha, também apressada, querendo cromar uma medalha da santa, para usá-la no mesmo evento religioso. Diante de tanta urgência, o ourives resolveu fazer, ao mesmo tempo, ambos os serviços encomendados. Então, ligou, em série, duas celas eletroquímicas que continham a coroa e a medalha, mergulhadas nas respectivas soluções de tetracloreto de ouro (AuCl_4) e cloreto crômico (CrCl_3), como se vê na figura abaixo.



Reprodução/Arquivo da editora

Sabendo que durante a operação de galvanoplastia circulou no equipamento uma corrente de 1,0 A, responda às solicitações abaixo:

- I. Escreva as semirreações de redução dos cátions as quais ocorreram durante os processos de douração e cromação.
 II. Calcule quantos minutos serão gastos para dourar a coroa com meio grama de ouro.

8. (UFPE) Dário Belo, um torcedor fanático, no ano em que seu time foi campeão, ouviu seguidas vezes a narração do gol da vitória, narrado pelo saudoso e inigualável "Gandulão de Ouro". Admita que o desgaste sofrido pela cápsula de zinco da pilha, apenas para Dário Belo ouvir as várias repetições da narração do gol, foi de 0,327 g. Sabendo-se que a corrente elétrica fornecida pela pilha é constante e igual a 0,2 ampère, e que a narração do gol levou exatos 25 s, qual o número de vezes que o fanático Dário Belo ouviu a narração do gol? (Dado: $Zn = 65,4 \text{ u.}$)

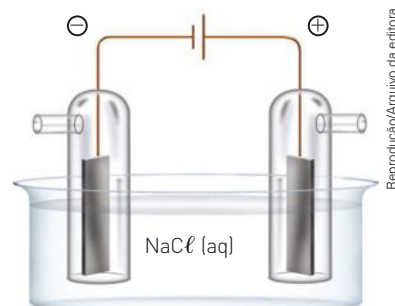
- a) 100
- ✗ b) 193
- c) 1 000
- d) 10 000
- e) 300

9. (UCS-RS) Halogênios são muito reativos e por esse motivo não são encontrados na natureza na forma de substâncias simples. Entretanto, eles podem ser obtidos industrialmente a partir de um processo conhecido como eletrólise ígnea. No caso do cloro, esse processo é realizado em uma cuba eletrolítica com o cloreto de sódio fundido. Aproximadamente 12 milhões de toneladas de Cl_2 são produzidas anualmente nos Estados Unidos. Cerca de metade desse cloro é utilizada na fabricação de compostos orgânicos halogenados, enquanto o restante é empregado como alvejante na indústria do papel e de tecidos. O volume de Cl_2 medido nas CNTP quando uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 ampères atravessa uma cuba eletrolítica contendo cloreto de sódio fundido durante 965 segundos é de:

Dado: $F = 96\,500 \text{ C/mol.}$

- a) 0,71 L.
 - ✗ b) 1,12 L.
 - c) 2,24 L.
 - d) 3,55 L.
 - e) 4,48 L.
10. (UFRJ) Em uma aula demonstrativa, um professor fez passar, durante 60 minutos, uma corrente de 1,34 A por uma cuba eletrolítica que continha uma solução aquosa de cloreto de sódio; como resultado, obteve um gás em cada eletrodo.
- Sabendo que a carga elétrica total que passa pela cuba durante a experiência é suficiente para

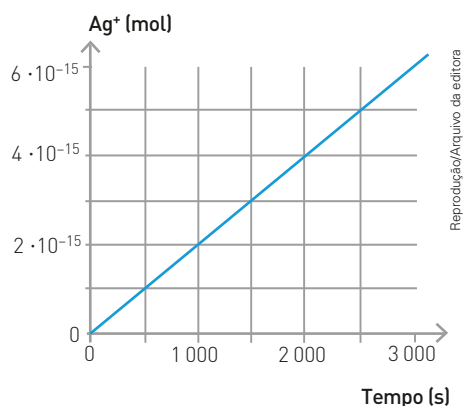
produzir 0,05 g de gás no cátodo, calcule o volume em litros ocupado por este gás nas CNTP. (Massas molares em g/mol: $H = 1$; $O = 16$; $Cl = 35,5$.)



11. (Unicamp-SP) A Revista nº 126 veiculou uma notícia sobre uma máquina de lavar que deixa as roupas limpas sem a necessidade de usar produtos alvejantes e elimina praticamente todas as bactérias dos tecidos. O segredo do equipamento é a injeção de íons prata durante a operação de lavagem. A corrente elétrica passa por duas chapas de prata, do tamanho de uma goma de mascar, gerando íons prata, que são lançados na água durante os ciclos de limpeza.

- a) No seu site, o fabricante informa que a máquina de lavar fornece 100 quadrilhões ($100 \cdot 10^{15}$) de íons prata a cada lavagem. Considerando que a máquina seja utilizada 3 vezes por semana, quantos gramas de prata são lançados no ambiente em um ano [52 semanas]?
- b) Considere que a liberação de íons Ag^+ em função do tempo se dá de acordo com o gráfico abaixo. Calcule a corrente em ampères (C/s) em que a máquina está operando na liberação dos íons. Mostre seu raciocínio.

Dados: $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; constante de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.



Desafiando seus conhecimentos

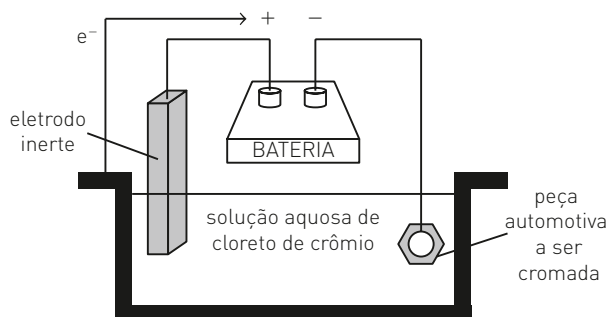
1. [Espcex/Aman] No ano de 2014, os alunos da Espcex realizaram um experimento de eletrólise durante uma aula prática no Laboratório de Química. Nesse experimento, foi montado um banho eletrolítico, cujo objetivo era o depósito de cobre metálico sobre um clipe de papel, usando no banho eletrolítico uma solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de cobre II. Nesse sistema de eletrólise, por meio de uma fonte externa, foi aplicada uma corrente constante de 100 mA durante 5 minutos.

Após esse tempo, a massa aproximada de cobre depositada sobre a superfície do clipe foi de:

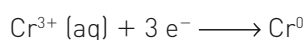
Dados: massa molar $\text{Cu} = 64 \text{ g/mol}$;

1 faraday = 96 500 C.

- a) 2,401 g.
b) 1,245 g.
c) 0,987 g.
d) 0,095 g.
x e) 0,010 g.
2. [Espcex/Aman] Algumas peças de motocicletas, bicicletas e automóveis são cromadas. Uma peça automotiva recebeu um “banho de cromo”, cujo processo denominado cromagem consiste na deposição de uma camada de cromo metálico sobre a superfície da peça. Sabe-se que a cuba eletrolítica empregada nesse processo (conforme a figura abaixo), é composta de peça automotiva ligada ao cátodo (polo negativo), um eletrodo inerte ligado ao ânodo e uma solução aquosa de $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CrCl_3 .



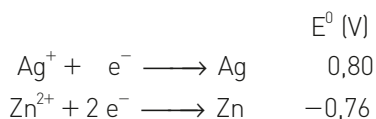
Supondo que a solução esteja completamente dissociada e que o processo eletrolítico durou 96,5 min sob uma corrente de 2 A, a massa de cromo depositada nessa peça foi de:



Dados: massas atômicas $\text{Cr} = 52 \text{ u}$ e $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$;
1 faraday = 96 500 C/mol de e^{-}

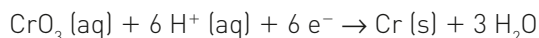
- a) 0,19 g.
b) 0,45 g.
c) 1,00 g.
x d) 2,08 g.
e) 5,40 g.
3. [PUC-RJ] Considerando $1 \text{ F} = 96 500 \text{ C}$ (quantidade de eletricidade relativa a 1 mol de elétrons), na eletrólise ígnea do cloreto de alumínio, AlCl_3 , a quantidade de eletricidade, em Coulomb, necessária para produzir 21,6 g de alumínio metálico é igual a:
- a) 61 760 C.
b) 154 400 C.
x c) 231 600 C.
d) 308 800 C.
e) 386 000 C.
4. [UPM-SP] Pode-se niquelar (revestir com uma fina camada de níquel) uma peça de um determinado metal. Para esse fim, devemos submeter um sal de níquel (II), normalmente o cloreto, a um processo denominado eletrólise em meio aquoso. Com o passar do tempo, ocorre a deposição de níquel sobre a peça metálica a ser revestida, gastando-se certa quantidade de energia. Para que seja possível o depósito de 5,87 g de níquel sobre determinada peça metálica, o valor da corrente elétrica utilizada, para um processo de duração de 1 000 s, é de:
- Dados: Constante de Faraday = 96 500 C; massa molar em (g/mol): $\text{Ni} = 58,7$
- a) 9,65 A.
b) 10,36 A.
c) 15,32 A.
x d) 19,30 A.
e) 28,95 A.
5. [UFPR] As baterias são indispensáveis para o funcionamento de vários dispositivos do dia a dia. A primeira bateria foi construída por Alessandro Volta em 1800, cujo dispositivo consistia numa pilha de discos de zinco e prata dispostos alternadamente, contento espaçadores de papelão embebidos em solução salina. Daí vem o nome “pilha” comumente utilizado.

Dados:



1 A = C · s⁻¹; 1 F = 96 500 C · mol⁻¹; Massa molar [g · mol⁻¹]: Ag = 108; Zn = 65.

- a) De posse dos valores de potencial padrão de redução (E^0), calcule o potencial padrão da pilha de Zn/Ag.
- b) Considere que, com uma pilha dessas, deseja-se manter uma lâmpada acesa durante uma noite (12 h). Admita que não haverá queda de tensão e de corrente durante o período. Para mantê-la acesa, a corrente que passa pela lâmpada é de 10 mA. Calcule a massa de zinco que será consumida durante esse período.
6. (Acafe-SC) O cromo é usado na galvanoplastia revestindo estruturas metálicas pelo processo de eletrodeposição. 867 mg de cromo metálico foram depositados sobre um metal em solução ácida que contém óxido de cromo VI sob corrente de 5 A.



Assinale a alternativa que contém o tempo necessário para a realização desse processo.

Dados: 1 F = 96 500 C; Cr: 52 g/mol; O: 16 g/mol.

- a) 16 minutos e 44 segundos.
b) 19 minutos e 30 segundos.
c) 5 minutos e 22 segundos.
X d) 32 minutos e 10 segundos.
7. (IME-RJ) Uma empresa de galvanoplastia produz peças especiais recobertas com zinco. Sabendo que cada peça recebe 7 g de Zn, que é utilizada uma corrente elétrica de 0,7 A e que a massa molar do zinco é igual a 65 g/mol, qual o tempo necessário para o recobrimento dessa peça especial?
(Constante de Faraday: 1 F = 96 500 C · mol⁻¹).
- a) 4 h e 45 min
b) 6 h e 30 min
X c) 8 h e 15 min
d) 10 h e 30 min
e) 12 h e 45 min
8. (ITA-SP) Deseja-se depositar uma camada de 0,85 g de níquel metálico no cátodo de uma célula eletrolítica, mediante a passagem de uma corrente elétrica de 5 A através de uma solução aquosa de

nitrito de níquel. Assinale a opção que apresenta o tempo necessário para esta deposição, em minutos.

- a) 4,3
b) 4,7
c) 5,9
X d) 9,3
e) 17,0
9. (Vunesp-SP) Em um experimento, um estudante realizou, nas Condições Ambiente de Temperatura e Pressão (CATP), a eletrólise de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, utilizando uma fonte de corrente elétrica contínua de 0,200 A durante 965 s. Sabendo que a constante de Faraday é 96 500 C/mol e que o volume molar de gás nas CATP é 25 000 mL/mol, o volume de H₂ (g) desprendido durante essa eletrólise foi igual a:
- a) 30,0 mL.
b) 45,0 mL.
c) 10,0 mL.
X d) 25,0 mL.
e) 50,0 mL.
10. (Acafe-SC) Sob condições apropriadas em uma cuba eletrolítica ocorreu a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II. Nesse processo ocorreram a formação de 6,35 g de cobre e o desprendimento de um gás.
Dados: O = 16 g/mol; Cu = 63,5 g/mol.
semirreação catódica: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$
semirreação anódica:
 $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+(\text{aq})$
O volume do gás produzido quando medido nas CNTP é:
- a) 2,24 L.
X b) 1,12 L.
c) 6,35 L.
d) 3,2 L.
11. (Uece) Duas células galvânicas ligadas em série contêm, respectivamente, íons Cu²⁺ e Au³⁺. No cátodo da primeira são depositados 0,0686 g de cobre. A massa de ouro que será depositada, ao mesmo tempo, no cátodo da outra célula, em gramas, será, aproximadamente:
- X a) 0,140.
b) 0,280.
c) 0,430.
d) 0,520.

12. [FPP/MED-PR]

Eletrolise é uma reação não espontânea provocada pelo fornecimento de energia elétrica proveniente de um gerador (pilhas). A eletrolise possui muitas aplicações na indústria química, na produção de metais, como sódio, magnésio, potássio, alumínio etc., também na produção de não metais como cloro e o flúor e, ainda, substâncias como o hidróxido de sódio (soda cáustica) e peróxido de hidrogênio (água oxigenada) e a deposição de finas películas de metais sobre peças metálicas ou plásticas. Essa técnica de deposição em metais é conhecida como galvanização. Os mais comuns são as deposições de cromo (cromagem), níquel (niquelagem), prata (prateação), ouro (dourar), usadas em grades, calotas de carros, emblemas, peças de geladeira, joias, aparelhos de som. É utilizada também na purificação ou refino eletrolítico de muitos metais, como cobre e chumbo e no processo de anodização, que nada mais é do que uma oxidação forçada da superfície de um metal para que seja mais resistente à corrosão.

Disponível em: <<http://www.soq.com.br/>>.

Temos como exemplo a eletrolise em série, com três cubas eletrolíticas, contendo respectivamente as seguintes soluções químicas: na primeira cuba, sulfato de cobre; na segunda cuba, cloreto de alumínio; e na terceira cuba, clorato de prata. Analisando o texto, assinale a alternativa que mostra a massa total dos metais, em gramas, depositados nestas três cubas eletrolíticas, ligadas em série, quando submetidas a uma corrente de 6 A durante um tempo de 0,672 horas.

Dados: Cu = 63,5; Al = 27; Ag = 108;

1 F = 96 500 C.

- ☒ a) 22,366
- b) 27,3
- c) 28,4
- d) 29,11
- e) 30,15

13. [UPE] Segundo o Conselho Nacional do Meio Ambiente – CONAMA, a concentração de íons cobre, dissolvidos numa água classificada como doce, não pode ser superior a 0,009 mg de Cu^{2+} por litro de água. Num determinado processo industrial, a concentração de íons Cu^{2+} no efluente é igual a 350 mg/L.

A equipe técnica da indústria optou por usar um processo de eletrodeposição para reduzir a concentração de íons cobre no efluente. Para isso, utilizou corrente elétrica igual a 10 A por 2 horas 40 min e 50 s, considerando-se um volume de 100 litros de efluente.

Dados: Massa atômica: Cu = 63,5 u;

1 F = 96 500 C/mol; $Q = i \cdot t$

Considerando o processo de eletrodeposição descrito, assinale a alternativa que apresenta a afirmativa CORRETA.

- a) 95% dos íons Cu^{2+} presentes no efluente foram eletrodepositados.
- ☒ b) Após a eletrodeposição, a concentração de íons Cu^{2+} é igual a 32,5 mg/L.
- c) A concentração de íons Cu^{2+} é dez vezes maior que a estabelecida pelo CONAMA.
- d) A concentração de íons Cu^{2+} dissolvidos no efluente não é alterada pelo processo de eletrodeposição.
- e) A equipe técnica atuou corretamente, uma vez que a concentração de íons Cu^{2+} ficou abaixo da estabelecida pelo CONAMA.

14. [UPM-SP] Utilizando eletrodos inertes, foram submetidas a uma eletrolise aquosa em série duas soluções aquosas de nitrato, uma de níquel (II) e outra de um metal Z, cuja carga catiônica é desconhecida. Após 1 hora, 20 minutos e 25 segundos, utilizando uma corrente de 10 A, foram obtidos 14,500 g de níquel (II) e 25,875 g do metal Z.

Dados: massas molares (g/mol) Ni = 58 e Z = 207;

1 faraday = 96 500 C

De acordo com essas informações, é correto afirmar que a carga iônica do elemento químico Z é igual a:

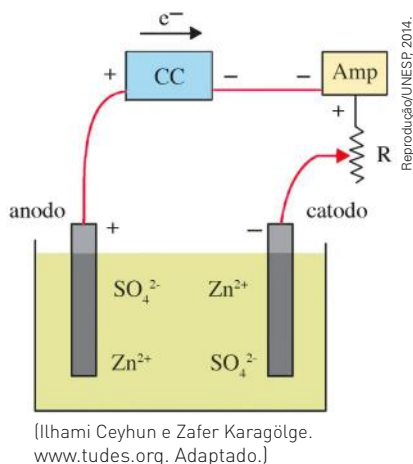
- a) +1.
- b) +2.
- c) +3.
- ☒ d) +4.
- e) +5.

Leia o texto para responder a próxima questão.

O valor da Constante de Avogadro é determinado experimentalmente, sendo que os melhores valores resultam da medição de difração de raios X de distâncias reticulares em metais e em sais. O valor obtido mais recentemente e recomendado é $6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Um modo alternativo de se determinar a Constante de Avogadro é utilizar experimentos de eletrólise. Essa determinação se baseia no princípio enunciado por Michael Faraday (1791-1867), segundo o qual a quantidade de produto formado (ou reagente consumido) pela eletrólise é diretamente proporcional à carga que flui pela célula eletrolítica.

Observe o esquema que representa uma célula eletrolítica composta de dois eletrodos de zinco metálico imersos em uma solução $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de zinco (ZnSO_4). Os eletrodos de zinco estão conectados a um circuito alimentado por uma fonte de energia (CC), com corrente contínua, em série com um amperímetro (Amp) e com um resistor (R) com resistência ôhmica variável.



15. (Vunesp-SP) Após a realização da eletrólise aquosa, o eletrodo de zinco que atuou como catodo no experimento foi levado para secagem em uma estufa e, posteriormente, pesado em uma balança analítica. Os resultados dos parâmetros medidos estão apresentados na tabela.

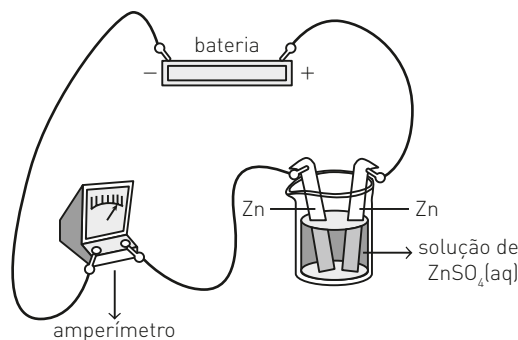
parâmetro	medida
carga	168 C
massa do eletrodo de Zn inicial (antes da realização da eletrólise)	2,5000 g
massa do eletrodo de Zn final (após a realização da eletrólise)	2,5550 g

Escreva a equação química balanceada da semirreação que ocorre no catodo e calcule, utilizando os dados experimentais contidos na tabela, o valor da Constante de Avogadro obtida.

Dados: Massa molar, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $\text{Zn} = 65,4$.

Carga do elétron, em $\text{C} \cdot \text{elétron}^{-1}$: $1,6 \cdot 10^{-19}$.

16. (Fuvest-SP) A determinação da carga do elétron pode ser feita por método eletroquímico, utilizando a aparelhagem representada na figura abaixo. Duas placas de zinco são mergulhadas em uma solução aquosa de sulfato de zinco (ZnSO_4). Uma das placas é conectada ao polo positivo de uma bateria. A corrente que flui pelo circuito é medida por um amperímetro inserido entre a outra placa de Zn e o polo negativo da bateria. A massa das placas é medida antes e depois da passagem de corrente elétrica por determinado tempo. Em um experimento, utilizando essa aparelhagem, observou-se que a massa da placa, conectada ao polo positivo da bateria, diminuiu de $0,0327 \text{ g}$. Este foi, também, o aumento de massa da placa conectada ao polo negativo.

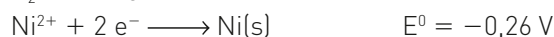


- Descreva o que aconteceu na placa em que houve perda de massa e também o que aconteceu na placa em que houve ganho de massa.
- Calcule a quantidade de matéria de elétrons (em mol) envolvida na variação de massa que ocorreu em uma das placas do experimento descrito.
- Nesse experimento, fluiu pelo circuito uma corrente de $0,050 \text{ A}$ durante 1920 s . Utilizando esses resultados experimentais, calcule a carga de um elétron.

17. (UEL-PR) Em uma célula eletrolítica contendo solução de NiSO_4 foram imersos dois eletrodos inertes.

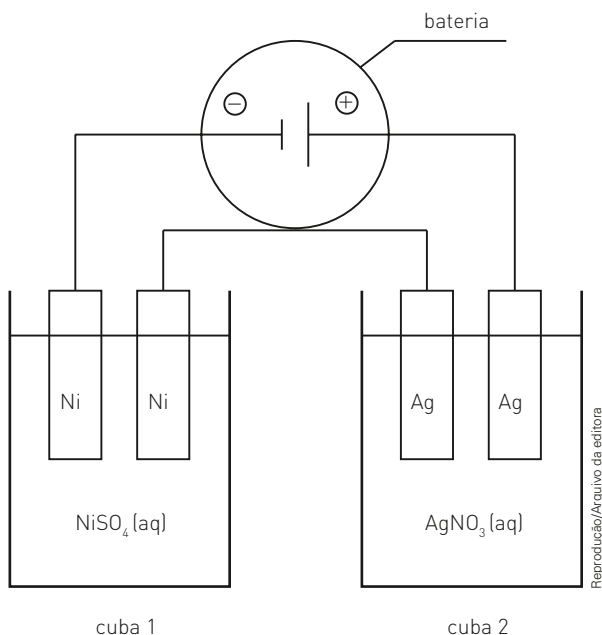
Determine a massa de níquel metálico e a de gás oxigênio produzidas após a passagem, pela célula, de uma corrente de $4,0 \text{ A}$ durante $1,0 \text{ h}$.

Dados: $1 \text{ mol de Ni} = 58,7 \text{ gramas}$; $1 \text{ mol de O}_2 = 32,0 \text{ gramas}$.



Apresente os cálculos realizados na resolução da questão.

18. [Espcex/Aman] Duas cubas eletrolíticas distintas, uma contendo eletrodos de níquel (Ni) e solução aquosa de NiSO_4 e outra contendo eletrodos de prata (Ag) e solução aquosa de AgNO_3 , estão ligadas em série, conforme mostra a figura a seguir.



Esse conjunto de cubas em série é ligado a uma bateria durante um certo intervalo de tempo, sendo observado um incremento de 54 g de massa de prata em um dos eletrodos de prata. Desse modo, o incremento da massa de níquel em um dos eletrodos de níquel é de:

Dados: Constante de Faraday = 96 500 coulombs/mol de elétrons; Massa molar do níquel = 59 g/mol; Massa molar da prata = 108 g/mol.

- a) 59,32 g.
- b) 36,25 g.
- x c) 14,75 g.
- d) 13,89 g.
- e) 12,45 g.

19. [UFPR] Alternativas promissoras às pilhas e baterias para armazenamento de energia são os supercapacitores e ultracapacitores. Um supercapacitor é um dispositivo com capacidade de armazenamento de energia muito superior a capacitores comuns. Enquanto capacitores comuns têm sua capacitância medida na ordem de mF (F = Farad), um supercapacitor possui capacitâncias da ordem de até 5 kF.

O desenvolvimento dos supercapacitores está intimamente ligado à nanotecnologia e os materiais empregados nesses dispositivos são nanotubos de carbono, polímeros condutores e hidrogéis inorgânicos.

Basicamente, um material supercapacitor deve ser capaz de absorver carga, que pode ser íons de um eletrólito em seu interior.

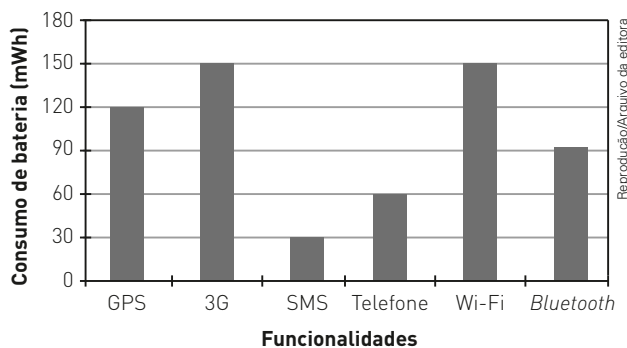
Considerando um hidrogel inorgânico capaz de atuar como supercapacitor, que apresenta capacidade de carga da ordem de $100 \text{ F} \cdot \text{g}^{-1}$, a uma tensão de 2,5 V, calcule quanta carga, em termos de quantidade de matéria de íons Li^+ , 1 g desse material pode absorver.

Dados: $1 \text{ F} = \text{C} \cdot \text{V}^{-1}$; $1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

20. [UFG-GO] As baterias recarregáveis de íons lítio são utilizadas nos aparelhos celulares modernos, por apresentarem uma capacidade de centenas de ciclos de carga e descarga. O potencial da célula de uma bateria de lítio é de 3,7 V e apresenta capacidade de carga de 1500 mAh. Essas características permitem a inclusão de várias funcionalidades tecnológicas nos celulares, como GPS, *bluetooth*, 3G, Wi-Fi, SMS, além da função de telefone.

O gráfico abaixo apresenta o consumo estimado de bateria para uso de cada uma dessas funcionalidades.

Com base nas informações fornecidas:

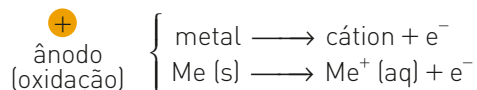


- a) calcule o número de mol de elétrons envolvidos na descarga total da bateria. Considere a carga do elétron igual a $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ e o número de Avogadro igual a $6 \cdot 10^{23}$;
- b) supondo-se que todas as funcionalidades representadas no gráfico estejam ativadas simultaneamente no celular, calcule o tempo de vida aproximado de um ciclo de carga da bateria.

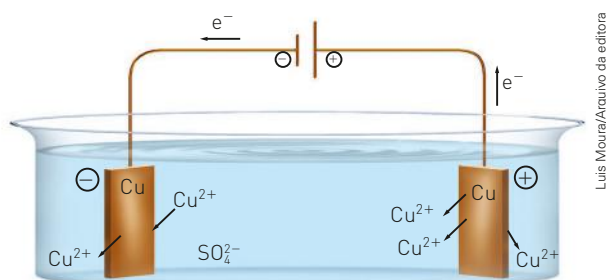
Eletrólise utilizando eletrodos não inertes

Se realizarmos uma eletrólise utilizando eletrodos de um metal não inerte, ele vai participar da reação química funcionando como eletrodo positivo, ou seja, o ânodo.

A reação que vai ocorrer no eletrodo pode ser representada por:



Vamos considerar a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO_4), com eletrodos de cobre (Cu):

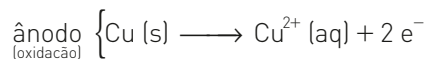


Luis Moura/Arquivo da editora

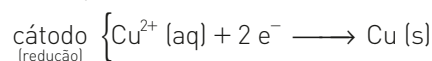
Para indicar um gerador, usamos a seguinte representação:



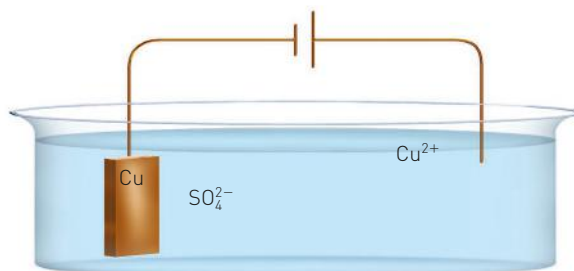
No ânodo, teremos a oxidação do cobre:



Já no cátodo, os íons Cu^{2+} presentes na solução se reduzem:



Após o término da eletrólise, teremos:

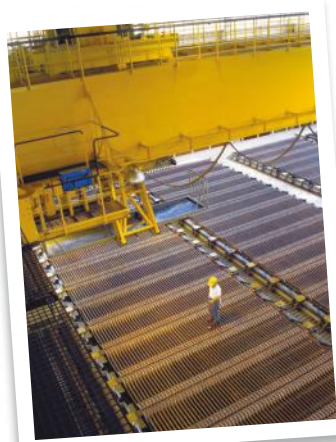


Luis Moura/Arquivo da editora

Esse processo, chamado **purificação eletrolítica**, pode ser utilizado para a purificação do cobre.

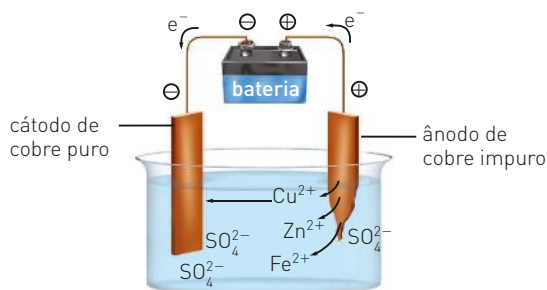
Para entender a purificação do cobre, vamos analisar uma célula eletrolítica contendo esse metal com diferentes impurezas.

Science Faction/Glow Images



// Nas instalações industriais, a purificação do cobre é feita em células eletrolíticas constituídas de lâminas alternadas de cobre puro e cobre impuro.

• Cobre impuro (Cu + Fe + Zn)



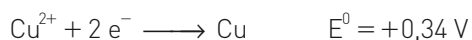
Luis Moura/Arquivo da editora

Devemos ligar a amostra de cobre impuro ao polo positivo do gerador para que ela constitua o ânodo, e uma lâmina de cobre puro vai constituir o cátodo, devendo os eletrodos estar mergulhados em uma solução aquosa de CuSO_4 .

A reação que ocorre no polo negativo (cátodo) é a redução do Cu^{2+} :



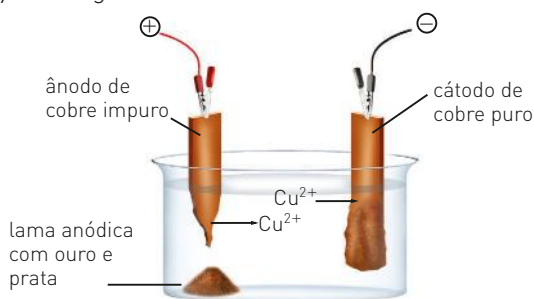
No ânodo ocorreu a oxidação tanto do cobre como do ferro e do zinco, por isso existem na solução Cu^{2+} , Fe^{2+} e Zn^{2+} ; porém, inicialmente, ocorre a redução do Cu^{2+} . Isso se deve ao fato de o Cu^{2+} apresentar maior tendência de receber elétrons, ou seja, possui maior potencial de redução do que os outros dois metais:



Enquanto existir cobre na solução, vai ocorrer sua deposição no ânodo. Quando o cobre da solução terminar, a eletrólise deverá ser interrompida, senão poderá ocorrer a deposição dos outros metais.

• Cobre impuro (Cu + Ag + Au)

Repetindo o procedimento feito com a amostra anterior, após certo tempo, teremos a situação a seguir.



Luis Moura/Arquivo da editora

No ânodo ocorre só a oxidação do cobre, que passa a Cu^{2+} , enquanto nem a prata nem o ouro sofrem oxidação, por apresentarem elevado potencial de redução. À medida que ocorre a eletrólise, os íons Cu^{2+} se reduzirão no cátodo (polo negativo):



Os metais Ag e Au são depositados abaixo do ânodo, formando a “lama anódica”.

Eletrodeposição ou galvanoplastia

A eletrodeposição está relacionada ao revestimento de superfícies; é esse o processo utilizado na prateação, na douração, na niquelação, na cromação, etc.

O objeto a ser revestido, durante a eletrodeposição, deve estar ligado ao polo negativo do gerador, constituindo o cátodo.

Veja algumas aplicações:

mariaarmolaeva/Shutterstock



// Joia banhada a ouro.



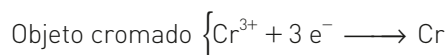
Selaznev valery/Shutterstock

// Objetos são niquelados para evitar a corrosão.

Cromação

É o processo utilizado para recobrir, geralmente, objetos de ferro ou de aço.

Para se obter uma cromação mais duradoura, inicialmente o objeto é recoberto com cobre; em seguida, com níquel; e, finalmente, com cromo.



Thinkstock/Getty Images



// Algumas partes de motocicletas, bicicletas e automóveis costumam ser cromadas.

Prateação

A prata é um metal nobre e caro. Por esse motivo, muitos objetos de ferro ou de aço são recobertos por uma fina camada de prata, o que faz com que esses objetos apresentem um aspecto visual de prata pura.



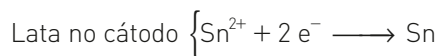
// Utensílios de cozinha prateados.



handiki/Shutterstock

Banho de estanho

As latas que são produzidas a partir do ferro são revestidas por uma fina camada de estanho, com a finalidade de evitar a oxidação do ferro.



Allan Shoemaker/The Image Bank/Getty Images

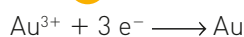


// Linha de produção de latas de ferro.

Douração

Podemos, por exemplo, aplicar um banho de ouro (douração) em um anel feito de alumínio. O anel será o cátodo, que estará ligado ao polo negativo do gerador; ligada ao polo positivo, deverá haver uma lâmina de ouro. Esses eletrodos devem estar mergulhados em uma solução aquosa de um sal de ouro, como o nitrato de ouro III, $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$.

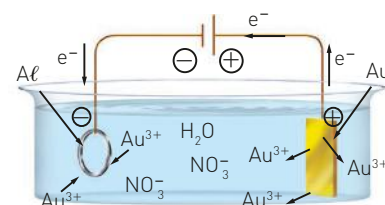
Polo $\ominus$ semirreação no cátodo (redução):



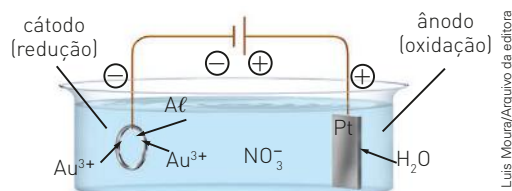
Polo $\oplus$ semirreação no ânodo (oxidação):



Também poderíamos usar um eletrodo inerte (platina) no ânodo, o anel de alumínio no cátodo e uma solução aquosa de $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$:

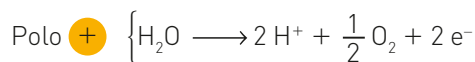


Luis Moura/Arquivo da editora

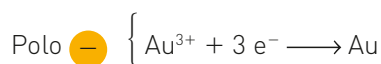


Luis Moura/Arquivo da editora

Nesse caso, a deposição de ouro sobre o anel não se origina no ânodo; o ouro está presente na solução e, então, é conveniente que ela esteja concentrada.



semirreação no
ânodo (oxidação)



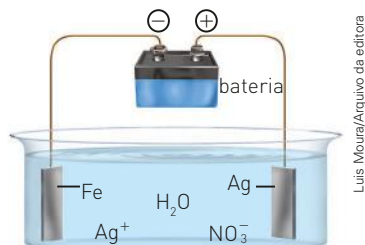
semirreação no
cátodo (redução)

Exercícios

1. (PUC-PR) As semijoias são obtidas pelo revestimento de uma peça por ouro metálico, no processo conhecido como “banho de ouro”. Esse processo consiste:

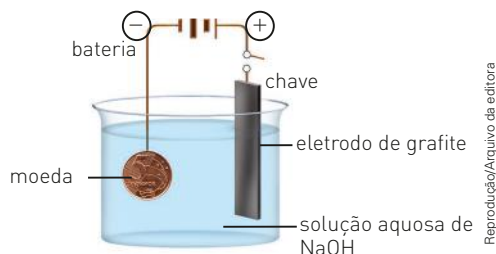
- a) num mergulho em ouro fundido.
- b) numa aplicação em *salt spray*.
- x c) numa eletrodeposição.
- d) numa deposição catalítica.
- e) numa pintura eletrostática.

2. Considere o esquema a seguir:



Deseja-se fazer a prateação de um garfo de ferro. Escreva em seu caderno as semirreações que ocorrerão no cátodo e no ânodo.

3. (Fuvest-SP) Moedas feitas com ligas de cobre se oxidam parcialmente pela ação do ambiente. Para “limpar” essas moedas, pode-se utilizar o arranjo esquematizado a seguir.



Ao se fechar o circuito, a semirreação que ocorre na moeda é:

- a) $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$
- b) $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}_+ + \text{e}^-$
- x c) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$
- d) $\text{Cu} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow 2\text{Cu}^+$
- e) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

4. (Ufal/PSS) Esquematize uma célula eletrolítica (eletrolisador), utilizada para o refino de cobre, em que os eletrodos são de cobre e a solução eletrolítica é solução aquosa de CuSO_4 . O esquema deve indicar:

- o cátodo e o ânodo. Justifique;
- as reações que ocorrem nos eletrodos;
- as posições relativas dos componentes da célula, bem como a fonte de energia.

5. (Uesc-BA) A galvanização é um processo eletroquímico em que o metal que recobre o ferro funciona como um ânodo e o ferro, como um cátodo. Sobre os processos eletroquímicos, é correto afirmar:

- x a) No cátodo, ocorre a redução.
- b) No ânodo, ocorre o ganho de elétrons.
- c) Nas pilhas, o polo positivo é sempre o ânodo.
- d) As pilhas transformam energia elétrica em energia química.
- e) Na eletrólise, a massa de material depositada no cátodo é inversamente proporcional à corrente elétrica que atravessa o sistema.

6. (UFRGS-RS) A galvanoplastia é uma técnica utilizada para revestir peças com um determinado metal por meio da eletrólise. Para cromar um chaveiro de ferro, foram realizados os procedimentos a seguir.

- I. Colocou-se o chaveiro de ferro como cátodo (eletrodo negativo).
- II. Colocou-se um pedaço de cromo metálico como ânodo (eletrodo positivo).
- III. Utilizou-se uma solução aquosa que continha sais de ferro.

Quais estão corretos?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- x d) Apenas I e II.
- e) I, II e III.

7. (UFPI) Galvanização é um dos processos industriais mais utilizados na proteção à corrosão de materiais metálicos, e se processa por meio eletrolítico. Em materiais ferrosos, como pregos e parafusos, por exemplo, são eletrodepositados íons de zinco. Analise as afirmativas que se seguem sobre o processo acima descrito e marque a opção correta.

- I. A eletrodeposição é um processo espontâneo.
- II. No par zinco-prego exposto em meio agressivo, o zinco atua como cátodo.
- III. Durante a eletrólise, a massa de zinco eletrodepositada no prego é proporcional à carga elétrica.

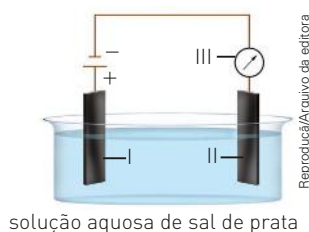
- a) Apenas I está correta.
- b) I e II estão corretas.
- c) Apenas II está correta.
- d) II e III estão corretas.
- x e) Apenas III está correta.

8. (Puccamp-SP) O ferro galvanizado (ferro recoberto por camada de zinco) pode ser obtido mergulhando-se o ferro em banho de zinco metálico fundido, ou, então, por eletrodeposição, em que:

- I. no cátodo ocorre a redução do Zn^{2+} .
- II. na cuba eletrolítica, o banho deve conter um composto de zinco.
- III. o ânodo é constituído por peças de ferro.

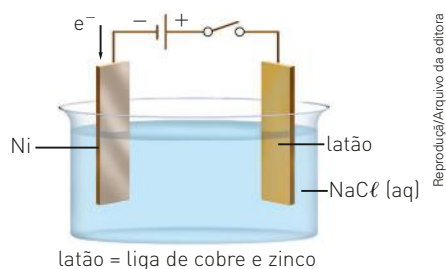
Dessas afirmações, *somente*:

- a) I é correta.
 - b) II é correta.
 - c) III é correta.
 - x d) I e II são corretas.**
 - e) II e III são corretas.
9. (Fuvest-SP) Para pratear eletroliticamente um objeto de cobre e controlar a massa de prata depositada no objeto, foi montada a aparelhagem esquematizada na figura.



Nessa figura, I, II e III são, respectivamente:

- a) o objeto de cobre, uma chapa de platina e um amperímetro.
 - b) uma chapa de prata, o objeto de cobre e um voltímetro.
 - c) o objeto de cobre, uma chapa de prata e um voltímetro.
 - d) o objeto de cobre, uma chapa de prata e um amperímetro.
 - x e) uma chapa de prata, o objeto de cobre e um amperímetro.**
10. (Fuvest-SP) Com a finalidade de niquelar uma peça de latão, foi montado um circuito, utilizando-se fonte de corrente contínua, como representado na figura.



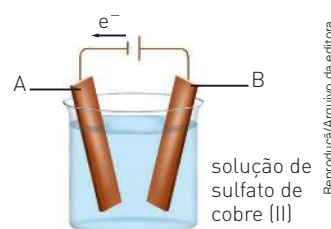
No entanto, devido a erros experimentais, ao fechar o circuito, não ocorreu a niquelação da peça. Para que essa ocorresse, foram sugeridas as alterações:

- I. Inverter a polaridade da fonte de corrente contínua.
- II. Substituir a solução aquosa de NaCl por solução aquosa de NiSO_4 .
- III. Substituir a fonte de corrente contínua por uma fonte de corrente alternada de alta frequência.

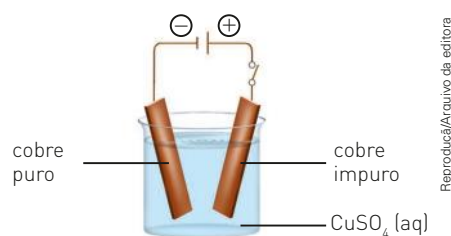
O êxito do experimento requeria apenas:

- a) a alteração I.
- b) a alteração II.
- c) a alteração III.
- x d) as alterações I e II.**
- e) as alterações II e III.

11. (Unicamp-SP) Um processo de purificação de cobre metálico consiste em se passar uma corrente elétrica por uma solução aquosa de sulfato de cobre (II), de cor azul, durante um determinado intervalo de tempo. Nessa solução são mergulhados dois eletrodos de cobre metálico, sendo um de cobre impuro. No transcorrer do processo, o cobre metálico vai se depositando sobre um dos eletrodos, ficando livre das impurezas. O desenho mostra esquematicamente a situação no início do processo.

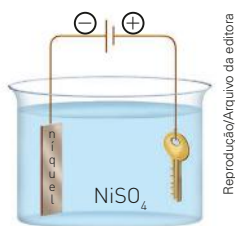


- a) Em qual dos eletrodos, A ou B, se depositará cobre metálico purificado? Justifique.
 - b) A intensidade da cor azul é diretamente proporcional à concentração de Cu^{2+} na solução. Com base nessa informação e no processo de purificação acima descrito, responda se ao final do experimento a intensidade da cor azul terá aumentado, permanecido igual ou diminuído em relação à cor inicial. Justifique.
12. (Fuvest-SP) As etapas finais de obtenção do cobre a partir da calcosita, Cu_2S , são, sequencialmente:
- I. ustulação (aquecimento ao ar);
 - II. refinação eletrolítica (esquema abaixo).



- Escreva a equação da ustulação da calcosita.
- Descreva o processo da refinação eletrolítica, mostrando o que ocorre em cada um dos polos ao se fechar o circuito.
- Reproduza o esquema dado e indique nele o sentido do movimento dos elétrons no circuito e o sentido do movimento dos íons na solução, durante o processo de eletrólise.

13. (UFV-MG) O processo de galvanização consiste no revestimento metálico de peças condutoras que são colocadas como eletrodos negativos em um circuito de eletrólise (observe o esquema).



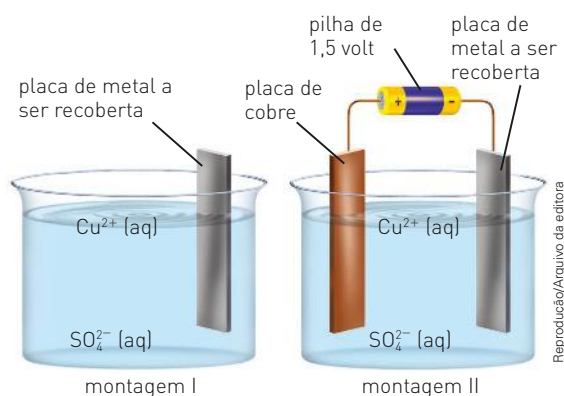
Considere as seguintes afirmativas:

- Na chave, ocorre a reação $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0$.
- No polo positivo, ocorre oxidação do níquel.
- No polo positivo, ocorre a reação: $\text{Ni}^0 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$.
- O eletrodo positivo sofre corrosão durante a eletrólise.
- A chave é corroída durante o processo.

A alternativa que contém apenas as afirmativas corretas é:

- I, II, III, IV e V.
- I, II, III e IV.
- I, II e III.
- II e III.
- I, II, III e V.

14. (UFMG) O cobre pode ser depositado sobre metais de forma espontânea (montagem I) ou não espontânea, com auxílio de uma fonte externa de energia elétrica (montagem II).



Na montagem I, a placa de metal a ser recoberta está imersa numa solução aquosa de sulfato de cobre.

Na montagem II, a placa de metal a ser recoberta está imersa na solução de sulfato de cobre e ligada ao polo negativo da pilha de 1,5 volt; pelo polo positivo, a pilha está ligada a uma placa de cobre, também imersa na solução de sulfato de cobre, que será desgastada durante o processo de deposição.

Considere esta tabela:

Potenciais-padrão de redução	
Semirreação	Potencial/Volt
$\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni} (\text{s})$	-0,23
$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu} (\text{s})$	+0,34
$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag} (\text{s})$	+0,80

Com base nas informações contidas nessa tabela, faça o que se pede.

- Indique se a montagem I pode ser usada para a deposição de cobre sobre uma placa de níquel. Justifique sua resposta com base nos potenciais-padrão de redução.
- Indique se a montagem I pode ser usada para deposição de cobre sobre uma placa de prata. Justifique sua resposta com base nos potenciais-padrão de redução.
- A montagem II pode ser usada para depositar cobre tanto sobre uma placa de níquel quanto sobre uma placa de prata. Considerando o caso da placa de prata, represente as equações balanceadas das semirreações de oxidação e redução que ocorrem nos eletrodos de cobre e de prata.

Leia as informações seguintes e responda às questões 15 e 16.

A lata rígida, tradicionalmente constituída de aço com baixo teor de carbono e revestida de estanho, é conhecida como folha-de-flandres, sendo amplamente usada para molho de tomate, sardinha, milho, ervilha, entre outros.

O estanho utilizado para cobrir o aço é obtido a partir de um minério, a cassiterita.

O processo de obtenção de estanho pode ser representado pela equação seguinte:



A aplicação do estanho sobre o aço ocorre por um processo de eletrodeposição, que é realizado em um tanque contendo um eletrólito, uma lâmina de aço que serve como cátodo e uma lâmina de estanho que serve como ânodo. Pela dissolução do ânodo,

o estanho entra em solução e deposita-se sobre o aço. A densidade de corrente controla a espessura do revestimento. Sobre a camada de estanho depositada, aplica-se um verniz, para isolar o alimento do metal.

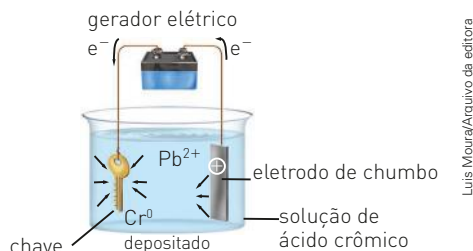
15. (UnB-DF) Considerando o texto, julgue os itens que se seguem.

- F a) No processo de eletrodeposição, a redução do estanho ocorre ao mesmo tempo que a oxidação do ferro presente no aço.
- F b) Na equação representativa do processo de produção do estanho, os reagentes apresentam-se no mesmo estado físico que os produtos.
- V c) A liga de aço é um material formado por interação entre, pelo menos, duas espécies diferentes de átomos, os de ferro e os de carbono.
- V d) Na molécula de monóxido de carbono, três pares de elétrons são compartilhados entre os dois átomos dessa molécula.

16. (UnB-DF) Considerando as informações do texto e sabendo que os potenciais de redução Sn^{2+}/Sn e Fe^{2+}/Fe são, respectivamente, iguais a $-0,14\text{ V}$ e $-0,44\text{ V}$, julgue os itens seguintes.

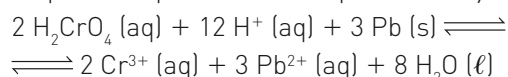
- F a) Na equação representativa do processo de produção do estanho mostrada no texto, ocorre transferência de apenas 2 elétrons para cada espécie Sn (IV).
- V b) A eletrodeposição de estanho em aço é um processo de eletrólise, com oxidação do estanho no ânodo e redução dele no cátodo.
- V c) Uma lata de folha de flandres amassada, contendo milho em água salgada, em que o verniz da lata se tenha rompido, expondo os metais ao solvente, pode formar uma pilha de corrosão devido ao contato do ferro e do estanho com um meio eletrolítico.
- F d) O verniz é um meio material em que cargas elétricas têm facilidade de movimento.

17.

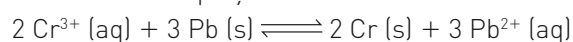


Indústrias de galvanização são responsáveis pela contaminação de milhares de trabalhadores por metais pesados. Um exemplo está na galvanização por crômio (Cr). O crômio (VI) passa facilmente

pelas membranas celulares e se liga à hemoglobina, após ter sido reduzido ao estado trivalente. Todas as interações do crômio (VI) no corpo humano envolvem redução ao estado trivalente e formação de ligações com as proteínas do plasma. A eliminação do crômio (III) do corpo ocorre principalmente por via urinária. A galvanização por crômio ocorre em banhos metálicos, em que o metal a ser galvanizado é mergulhado em uma solução de ácido crômico, uma substância composta que contém crômio hexavalente, como mostra o exemplo de cromação ilustrado na figura. A primeira etapa desse processo corresponde à reação:

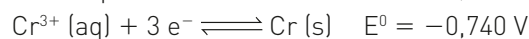
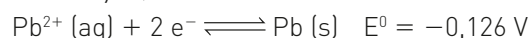


Essa reação é espontânea e ocorre antes mesmo da aplicação de voltagem, a qual só é necessária para que ocorra a reação não espontânea entre o íon Cr^{3+} , produzido nessa etapa, e o chumbo, de acordo com a equação:



No processo ilustrado, o $\text{Cr} (\text{s})$ produzido deposita-se sobre a chave, protegendo-a contra corrosão.

A seguir, são fornecidos alguns potenciais-padrão de redução, a 25°C .



Considerando as informações do texto acima e que $M(\text{Cr}) = 52,0 \text{ g/mol}$ e 1 mol de elétrons corresponde a 96500 C, julgue os itens a seguir, indicando verdadeiro (V) ou falso (F).

- 01. No processo de galvanização ilustrado, não há consumo de energia elétrica.
- 02. No processo ilustrado, a chave representa o ânodo.
- 04. No processo de galvanização ilustrado, após a cromação, a concentração de ácido crômico na solução em que a chave está imersa será superior à concentração inicial.
- X 08. Para que o processo de galvanização ilustrado seja realizado corretamente, além do ácido crômico, um outro ácido poderá ser adicionado ao banho.
- X 16. Nas condições padrão, 1,0 V aplicado no gerador elétrico é suficiente para que haja deposição de crômio sobre a chave.
- 32. Para que seja depositado 1,0 g de crômio sobre a chave, são suficientes 8 min de banho com uma corrente elétrica de 10 A.

Oxirredução na obtenção de substâncias simples



// Mina de extração de cobre, ouro, prata e outros minerais.

Praxai/Shutterstock



// Minério de ouro puro.

Como é possível, a partir de um minério, obter o metal puro?

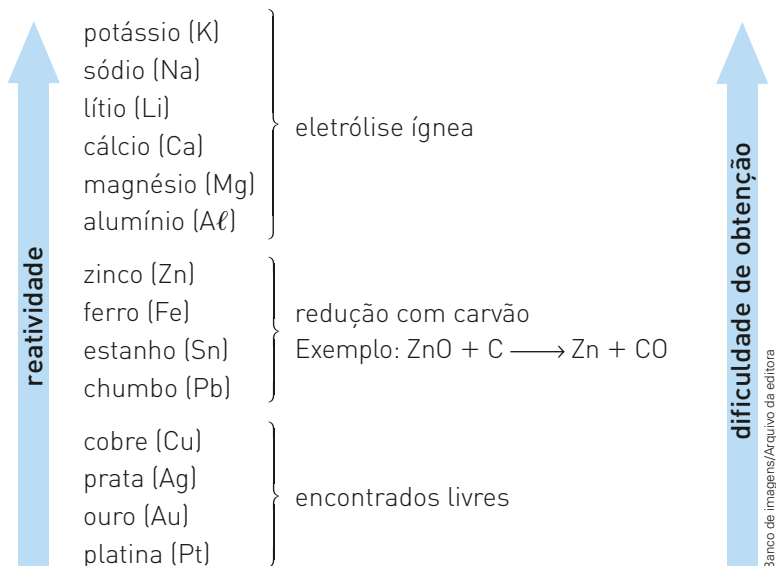
A crosta terrestre é a mais externa entre as camadas do planeta Terra e é composta por uma mistura heterogênea, muito complexa, formada por silicatos, carbonatos, óxidos, sulfetos.

Quando um desses materiais é encontrado em proporção constante e foi formado a partir de variados tipos de processos físico-químicos, ele é chamado **mineral** e, caso apresente uma porcentagem de certo elemento químico com interesse comercial e econômico, é denominado **minério**.

As demais substâncias que compõem a mistura são consideradas impurezas e denominadas, genericamente, **ganga**.

Obtenção de metais na natureza

A maioria dos metais aparece na crosta terrestre na forma de compostos, principalmente óxidos e sulfetos. Somente alguns deles — por exemplo, ouro (Au), prata (Ag), platina (Pt), cobre (Cu) e mercúrio (Hg) — são encontrados relativamente puros, no estado nativo. Isso se deve ao fato de esses metais serem pouco reativos e de seus potenciais de oxidação serem muito baixos. Quanto maior é a reatividade do metal, maior é a dificuldade para obtê-lo. Veja alguns métodos utilizados para a obtenção de alguns metais:



Ouro (Au)

Na natureza, o ouro pode ser encontrado misturado na areia do quartzo, incrustado no quartzo ou, ainda, livre na forma de grãos, chamados **pepitas**.

Quando misturado à areia (ganga), ele é separado por meio de **levigação**. Nesse processo, a água arrasta as partículas de areia, menos densas, deixando depositados os grãos de ouro, mais densos, no fundo do recipiente (bateia).

A separação do ouro por levigação gera grande impacto ambiental. No processo, o fundo do rio é muito revolvido e suas águas ficam turvas. Com isso, diminui a passagem de luz e a fotossíntese de algas e plantas é dificultada, afetando a cadeia alimentar. Levada pela correnteza, a areia revolvida se acumula em outros pontos do rio, diminuindo seu leito e prejudicando os peixes. Com o uso de mercúrio para separar os fragmentos menores de ouro, o problema se agrava: parte dele é perdida na água e absorvida pelos seres vivos, contaminando toda a cadeia alimentar até o ser humano. Ao aquecer o mercúrio para separá-lo do ouro, o garimpeiro se contamina por respirar os gases produzidos pela reação (os quais também se disseminam na atmosfera).



Vladimir Mulder/Shutterstock

Separção do ouro por levigação, processo que gera impacto ambiental.

O ouro é um metal amarelo, brilhante, e suas principais características são:

- **maleabilidade** — podem-se obter lâminas finas, com espessura menor que 0,0002 mm;
- **ductibilidade** — com 1,0 grama de ouro pode-se obter um fio de 3,5 km.

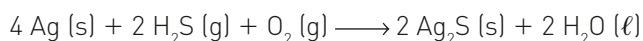
Esse metal é muito utilizado na produção de joias, em ligas com prata (Ag) e cobre (Cu) e, ainda, em contatos elétricos, placas de computadores e circuitos elétricos em geral.

Prata (Ag)

Em algumas minas na América do Sul e no Canadá, a prata é encontrada livre. É um metal mole, maleável e dúctil, sendo o melhor condutor de calor e eletricidade que se conhece.

Normalmente, a prata é utilizada na forma de ligas, principalmente com cobre, e é usada também para o revestimento de outros metais menos nobres, com a finalidade de torná-los mais resistentes à corrosão ou apenas mais atrativos.

Apesar de pouco reativa, a prata pode se oxidar quando em contato com o gás sulfídrico, o que provoca seu escurecimento devido à formação de sulfeto de prata (Ag_2S). A reação que escurece a prata pode ser representada por:



// Prata nativa.



// Bandeja de prata.



// Lingotes de prata.



// Platina nativa.

Platina (Pt)

A platina é encontrada livre, na forma de pepitas.

Na indústria, é utilizada na fabricação de peças resistentes à corrosão, como eletrodos, e na produção de catalisadores, pois acelera algumas reações, como a transformação de óleos vegetais em margarinas.

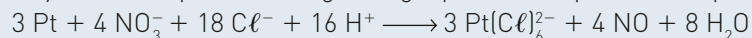
Água-régia

Dos metais conhecidos, quatro são resistentes ao ácido nítrico (HNO_3): ouro (Au), platina (Pt), ródio (Rh) e irídio (Ir) e, por isso, são denominados **metais nobres**.

No entanto, desde o século XIV, os alquimistas já sabiam que a mistura de ácido nítrico e ácido clorídrico, na proporção de 1 : 3, poderia atacar qualquer metal nobre.

Essa mistura é conhecida como **água-régia**.

A reação entre a platina e a água-régia pode ser representada por:

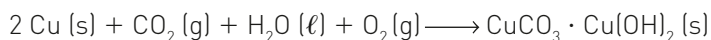


Cobre (Cu)

O cobre é encontrado livre na natureza, na forma de pepitas. Foi o primeiro metal utilizado pelo ser humano, tanto puro como na forma de ligas, sendo as principais delas o bronze (Cu + Sn) e o latão (Cu + Zn).

É um metal de cor avermelhada, dúctil, maleável e tenaz, ou seja, que apresenta grande resistência a choques mecânicos. É, ainda, um excelente condutor de calor e eletricidade e, quando exposto ao ar seco, praticamente não se altera.

Na presença de ar úmido e gás carbônico, ocorre a formação de uma camada esverdeada de hidroxicarbonato de cobre II, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$, conhecida por azinhavre. Essa reação pode ser representada por:



A principal aplicação do cobre é na fabricação de fios e cabos elétricos e também de aparatos industriais, como caldeiras e aparelhos de destilação.



// Fios de cobre.



// Aparelho de destilação antigo, chamado alambique, feito de cobre.



// Pesos para balanças feitos de latão.



// Lâmina de machado cerimonial de cobre, feita na região do atual Afeganistão, por volta de 2000 a.C., recoberta por uma camada de azinhavre.

Mercúrio (Hg)

O mercúrio algumas vezes pode ser encontrado livre em interstícios de rochas.

É o único metal líquido à temperatura ambiente, e sua aplicação mais comum é na fabricação de termômetros.

Uma das características mais notáveis do mercúrio é a sua capacidade de dissolver outros metais, originando ligas líquidas, chamadas amálgamas, ou, ainda, sólidas. Atualmente, é também utilizado para dissolver urânio (U), empregado em reações nucleares.

Nos garimpos de aluvião, o mercúrio é utilizado para dissolver o ouro. Em seguida, o amálgama formado é aquecido, e o mercúrio evapora, restando o ouro. Esse processo é muito perigoso, pois o mercúrio é altamente tóxico e pode ser introduzido no organismo através da respiração.

O amálgama de mercúrio, utilizado para o preenchimento de cavidades dentárias, é uma mistura formada por Hg (50 a 55%), Ag (23 a 35%), Sn (1 a 15%), Zn (1 a 20%) e Cu (5 a 20%).

Apesar de o mercúrio ser muito tóxico, a amalgamação com metais sólidos diminui a sua volatilidade, tornando sua toxicidade menor que a do mercúrio líquido.



// Amálgama dentário.



// Mercúrio: metal líquido.



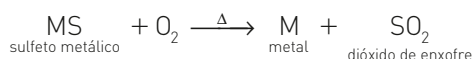
// Termômetro de mercúrio.

O mercúrio ainda é utilizado em termômetros tradicionais, como o da página anterior. Porém, é altamente tóxico se liberado no ambiente, por exemplo, com a quebra do aparelho. Por isso, a OMS (Organização Mundial da Saúde) tem recomendado sua substituição por outros modelos, como o digital ou os que utilizam substâncias menos nocivas. Entretanto, o preço mais acessível do termômetro de mercúrio ainda é um complicador para essa substituição.

Obtenção de metais por oxirredução

Geralmente os metais que utilizamos no cotidiano são obtidos a partir de seus minérios por meio de um processo chamado, genericamente, metalurgia. Na metalurgia, são utilizadas várias reações de oxirredução, sendo uma delas a ustulação, que consiste no aquecimento de sulfetos metálicos na presença de oxigênio (O_2), produzindo o metal na sua forma elementar e, ainda, dióxido de enxofre (SO_2).

Genericamente, essa reação pode ser representada por:



Veja, a seguir, o nome e a fórmula de alguns sulfetos metálicos e os respectivos metais obtidos por meio da ustulação.

Minério			Metal obtido
Nome	Fórmula		
argentita	Ag_2S	ustulação →	prata (Ag)
cinábrio	HgS		mercúrio (Hg)
calcosita	Cu_2S		cobre (Cu)
calcopirita	$FeS \cdot Cu_2S$		cobre e ferro (Cu e Fe)
galena	PbS		chumbo (Pb)
blenda*	ZnS		zinco (Zn)

// * Na ustulação da blenda, obtém-se inicialmente monóxido de zinco (ZnO), que, em seguida, reage com carvão, produzindo zinco (Zn).

Para obter um metal por meio da ustulação, utiliza-se sempre o sulfeto desse mesmo metal; porém nem todos os minérios são sulfetos. Então, além da ustulação, usam-se outros processos para a obtenção de metais que também envolvem reações de oxirredução.

Ferro (Fe)

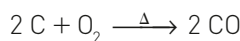
Os principais minérios de ferro são:

- magnetita (pedra-ímã natural), Fe_3O_4 ;
- hematita, Fe_2O_3 ;
- limonita, $2 Fe_2O_3 \cdot 3 H_2O$;
- siderita, $FeCO_3$;
- pirita ("ouro dos tolos"), FeS_2 .

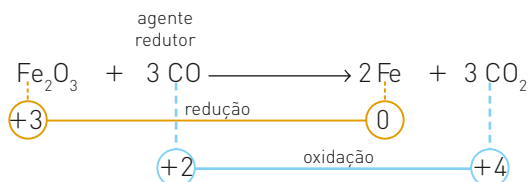
Entre esses minérios, o mais utilizado para a obtenção do ferro é a hematita, e o processo mais empregado é o alto-forno. Nesse processo, deve-se inicialmente carregar o alto-forno com carvão-coque, que, pela combustão, vai aquecer o alto-forno antes de ele receber sucessivas camadas de minério.

O material que vai sofrer combustão é lançado no alto-forno pela parte superior e consiste em uma mistura formada por hematita, Fe_2O_3 , carvão-coque, C, e calcário, CaCO_3 , que tem a propriedade de diminuir a temperatura de fusão do minério.

Uma corrente de ar quente é injetada na parte inferior, o que favorece a combustão do carvão-coque:

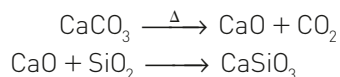


À medida que o monóxido de carbono, CO, se forma, ele reage com a hematita, Fe_2O_3 , reduzindo-a. Dizemos, então, que o CO é o agente redutor do minério de ferro, e essa reação pode ser representada pela equação:



Durante a operação do alto-forno, na parte inferior formam-se duas camadas líquidas, com densidades diferentes:

1. A camada menos densa é a **escória**, constituída por várias impurezas e por metassilicato de cálcio, CaSiO_3 , formado quando o calcário reage com a sílica (impureza do minério).



2. A camada mais densa é formada por **ferro** e contém uma pequena quantidade de carbono.

Essas duas fases são retiradas por condutos separados.

O ferro obtido diretamente do alto-forno é denominado ferro-gusa e contém de 2 a 5% de carbono. Para a fabricação do aço, que é uma liga contendo de 0,1 a 1,7% de carbono, o ferro-gusa deve ser purificado, ou seja, deve-se diminuir o seu teor de carbono.

Existem várias técnicas que possibilitam a purificação do **ferro-gusa**. Uma delas consiste em injetar gás oxigênio, O_2 , puro, a altas pressões, no interior do alto-forno. Desse modo, o carbono é transformado em gás carbônico, CO_2 , que se desprende na reação.

Quando todo o carbono e as outras impurezas são removidos, obtém-se o **ferro-doce**, que é praticamente puro ($\cong 100\%$).

/// A transformação da hematita em ferro que ocorre nos altos-fornos.



Omegafoto/Shutterstock

O trabalho nos processos siderúrgicos em geral e nos altos-fornos, como o que você vê na imagem, envolve alto grau de insalubridade. Leia mais sobre isso no fim deste capítulo na seção **Conexão – Indústria**.

O quadro a seguir nos mostra a composição, a propriedade e o uso de alguns tipos de aço.

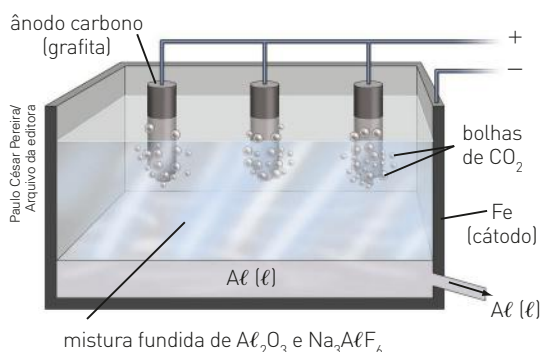
Tipo de aço	Composição	Propriedade	Uso
inox	73% Fe, 18% Cr, 8% Ni, 1% C	resistência à corrosão	faqueiros, painéis
tungstênio	94% Fe, 5% W, 1% C	dureza extrema	ferramentas de corte
manganês	86% Fe, 13% Mg, 1% C	dureza	trilhos

A escória, CaSiO_3 , pode ser usada na fabricação de cimento, que é uma mistura de silicatos e aluminatos anidros. Quando recebe água, essa mistura forma uma pasta, possibilitando a ocorrência de reações químicas que produzem compostos hidratados e formam uma massa rígida.

O tipo de cimento usado atualmente é chamado *portland*. O nome foi dado por seu inventor, Joseph Aspdin, no século XVIII, porque o material era semelhante, em cor e resistência, à pedra calcária de Portland (Inglaterra), muito usada em construções.

Alumínio (Al)

O minério de alumínio mais comum é a **bauxita**, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ou, simplesmente, Al_2O_3 . Para sua produção é utilizado, principalmente, o processo de Hall, inventado e patenteado pelo engenheiro norte-americano Charles M. Hall (1863-1914), em 1886. Esse processo baseia-se na eletroquímica e consiste em fazer a eletrólise ígnea da bauxita (Al_2O_3), na presença da criolita (Na_3AlF_6), que atua como fundente. A cuba eletrolítica apresenta o cátodo de ferro e o ânodo de carbono (grafita), e eles são mergulhados na mistura fundida ($\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_3\text{AlF}_6$).

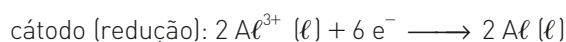
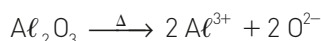


// Cubu eletrolítica.

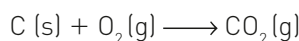


// Fragmento de bauxita.

As semirreações que ocorrem nos eletrodos são:



À medida que o oxigênio se forma, ele reage com o carbono do ânodo, produzindo gás carbônico, CO_2 :



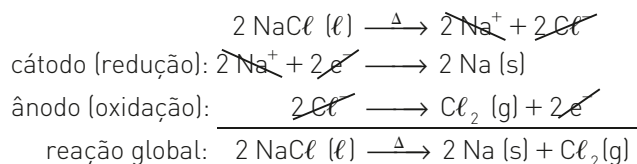
O alumínio é um metal muito utilizado em estruturas devido a sua alta resistência, baixa densidade e baixa corrosividade.

Quando exposto ao ar, o alumínio reage com o oxigênio, formando uma película fina de Al_2O_3 . Essa película fica aderida ao alumínio e impede a continuação da oxidação.

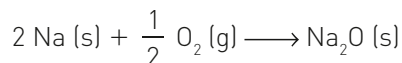
Ele ainda faz parte de várias ligas, sendo a mais conhecida o duralumínio, constituída por 95% de alumínio e 5% de cobre, manganês e prata e que possui extrema maleabilidade, ductibilidade e tenacidade.

Sódio (Na)

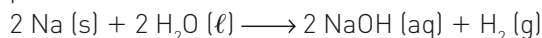
O processo utilizado para sua produção é a eletrólise ígnea do cloreto de sódio fundido, que é o sal mais comumente encontrado na água do mar.



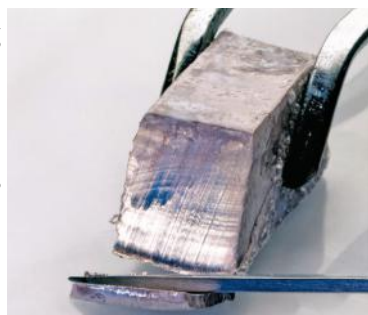
O sódio, assim como os demais metais alcalinos, é extremamente reativo. Deve ser guardado em frascos com querosene, pois reage facilmente com o oxigênio do ar, originando óxido de sódio.



O sódio reage também com a água. Essa reação é extremamente violenta, podendo até ser explosiva:



Richard Megna/Fundamental Photographs



/// O sódio, um metal mole, é facilmente cortado.

Thales Trigo/Arquivo da editora

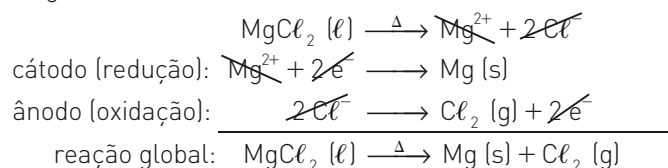


/// O sódio reage violentamente com a água, liberando gás hidrogênio.

Magnésio (Mg)

Na água do mar encontramos o magnésio formando sais, como o cloreto de magnésio ($MgCl_2$) e o sulfato de magnésio ($MgSO_4$). Os minerais mais comumente encontrados que contêm magnésio são a magnesita ($MgCO_3$) e a dolomita ($MgCO_3 \cdot CaCO_3$).

A obtenção industrial do magnésio é feita pela eletrólise ígnea do cloreto de magnésio:



O magnésio é um metal de baixa densidade que, quando exposto ao ar, se altera muito pouco, pois se cobre com uma fina película de óxido que o protege contra uma oxidação posterior.



/// A queima de uma fita de magnésio emite grande quantidade de luz, sendo uma reação extremamente exotérmica.

Richard Megna/Fundamental Photographs

Obtenção de ametais

Os ametais que podem ser encontrados livres na natureza são:

- carbono (C) na forma de carvão, grafita, diamante;
- nitrogênio (N) na forma de gás nitrogênio ($N_2 = 78\%$ em volume do ar);
- oxigênio (O) na forma de gás oxigênio ($O_2 = 21\%$ em volume do ar) e gás ozônio (O_3);
- enxofre (S), na forma mais comum de enxofre rômico (sólido amarelo).

Entre os ametais restantes, alguns são obtidos industrialmente através de processos eletrolíticos.

Halogênios

Nas condições ambientes, temos:

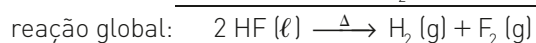
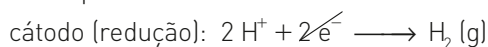
- flúor (F_2), gás amarelo-pálido;
- cloro (Cl_2), gás esverdeado;
- bromo (Br_2), líquido vermelho;
- iodo (I_2), sólido violeta.



Frascos contendo, respectivamente, Cl_2 , Br_2 e I_2 vaporizados (e não nas condições ambientes).

Os halogênios no estado gasoso têm um odor muito forte, e sua aspiração, mesmo em pequenas quantidades, provoca uma forte irritação nas vias respiratórias e consequente inflamação das mucosas.

O minério em que mais comumente se encontra o flúor é a fluorita (CaF_2), mas a obtenção do F_2 (g) é feita pela eletrólise do ácido fluorídrico (HF) no estado líquido, na presença de fluoreto de potássio (KF) fundido. As semirreações que ocorrem nesse processo são:



A obtenção industrial do cloro (Cl_2) é feita por meio da eletrólise do cloreto de sódio ($NaCl$) e do cloreto de magnésio ($MgCl_2$) fundidos.

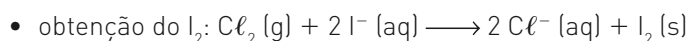
Em laboratório podemos obter Cl_2 pela reação de ácido clorídrico (HCl) com dióxido de manganês (MnO_2):



O bromo (Br) e o iodo (I) podem ser obtidos de maneira semelhante, bastando substituir o HCl (aq) por ácido bromídrico (HBr) ou ácido iodídrico (HI) aquosos. Outro método para a obtenção de Br_2 e I_2 são as reações de deslocamento, nas quais se pode utilizar, por exemplo, o cloro no estado gasoso por apresentar maior potencial de redução:



Essa reação pode ser representada na forma iônica:



Entre os halogênios, o cloro é o de maior aplicação em diferentes indústrias, apresentando também maiores produção e consumo, o que o torna um dos produtos mais importantes na indústria química, junto com o ácido sulfúrico, a amônia e a soda.

Nas condições ambientes, o cloro (Cl_2) é um gás. Por isso, ao lermos a propaganda “vende-se cloro líquido” — muito comum em lojas de materiais para piscina —, devemos entender que o produto anunciado é o cloro gasoso dissolvido em água.

Essa solução de cloro também é utilizada na produção de desinfetantes domésticos, que podem ser usados como alvejantes.

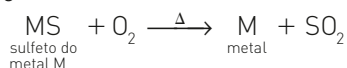
Outro exemplo de nome comercial é “cloro sólido”, denominação dada aos sais hipoclorito de sódio (NaClO) e hipoclorito de cálcio ($\text{Ca}(\text{ClO})_2$).

Tanto no chamado “cloro líquido” como no “cloro sólido”, o agente bactericida e alvejante é o hipoclorito (ClO^-).

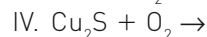
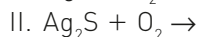
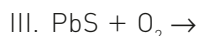
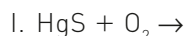
Fundamentando seus conhecimentos

1. Entre os metais: Na, Ag, Ca, Cu, Fe, Au, Pt, Al, Sn e Zn, quais são encontrados no estado natural (livres na natureza)?

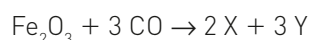
2. A ustulação pode ser representada pela seguinte equação genérica:



Copie e complete as reações a seguir e faça o seu balanceamento:



3. A equação global que ocorre no alto-forno durante a produção de ferro é:



Escreva a fórmula de X e de Y.

4. Escreva as fórmulas da hematita e da bauxita.

5. Faça a associação correta:

(I) Duralumínio

(A) $\text{Cu} + \text{Zn}$

(II) Bronze

(B) $\text{Fe} + \text{C}$

(III) Latão

(C) $\text{Cu} + \text{Sn}$

(IV) Aço

(D) $\text{Al} + \text{Cu}$

6. O cloro (Cl_2) é um gás esverdeado em temperatura ambiente. Quando borbulhado em água, origina ácido clorídrico e ácido hipocloroso. Escreva a equação que representa essa reação.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Fuvest-SP) Em um bate-papo na Internet, cinco estudantes de química decidiram não revelar seus nomes, mas apenas as duas primeiras letras, por meio de símbolos de elementos químicos. Nas mensagens, descreveram algumas características desses elementos.

- É produzido, a partir da bauxita, por um processo que consome muita energia elétrica. Entretanto, parte do que é produzido, após utilização, é reciclada.
- É o principal constituinte do aço. Reage com água e oxigênio, formando um óxido hidratado.
- É o segundo elemento mais abundante na crosta terrestre. Na forma de óxido, está presente na areia. É empregado em componentes de computadores.

- Reage com água, desprendendo hidrogênio. Combina-se com cloro, formando o principal constituinte do sal de cozinha.
- Na forma de cátion, compõe o mármore e a cal. Os nomes dos estudantes, na ordem em que estão apresentadas as mensagens, podem ser:
 - a) Silvana, Carlos, Alberto, Nair, Fernando.
 - x b) Alberto, Fernando, Silvana, Nair, Carlos.
 - c) Silvana, Carlos, Alberto, Fernando, Nair.
 - d) Nair, Alberto, Fernando, Silvana, Carlos.
 - e) Alberto, Fernando, Silvana, Carlos, Nair.

2. (PUC-SP) Os metais são conhecidos pela sua maleabilidade e ductilidade, por serem bons condutores térmicos e elétricos e apresentarem brilho característico. Propriedades mais específicas de alguns metais são descritas a seguir.

O metal I é líquido à temperatura ambiente e dissolve diversos outros metais, formando amálgamas que apresentam larga aplicação.

O metal II apresenta temperatura de fusão de 98 °C, é mole e reage violentamente com a água, liberando grande quantidade de energia.

O metal III é certamente o metal mais utilizado no mundo, sendo o principal constituinte das ligas metálicas conhecidas genericamente como aço.

O metal IV tem bastante aplicação na indústria civil e de embalagens. Além de pouco denso, tem a vantagem de ser coberto por uma fina camada de óxido que dificulta a sua corrosão pelo oxigênio.

Os metais I, II, III e IV são, respectivamente,

- a) mercúrio, ouro, cobre e titânio.
- b) cério, potássio, prata e alumínio.
- ☒ c) mercúrio, sódio, ferro e alumínio.
- d) mercúrio, sódio, cobre e estanho.
- e) gálio, ouro, ferro e alumínio.

3. (Enem)

Eu também podia decompor a água, se fosse salgada ou acidulada, usando a pilha de Daniell como fonte de força. Lembro o prazer extraordinário que sentia ao decompor um pouco de água em uma taça para ovos quentes, vendo-a separar-se em seus elementos, o oxigênio em um eletrodo, o hidrogênio no outro. A eletricidade de uma pilha de 1 volt parecia tão fraca, e, no entanto, podia ser suficiente para desfazer um composto químico, a água...

SACKS, O. *Tio Tungstênio: memórias de uma infância química*. São Paulo: Cia. das Letras, 2002.

O fragmento do romance de Oliver Sacks relata a separação dos elementos que compõem a água. O princípio do método apresentado é utilizado industrialmente na:

- a) obtenção de ouro a partir de pepitas.
- b) obtenção de calcário a partir de rochas.
- ☒ c) obtenção de alumínio a partir da bauxita.
- d) obtenção de ferro a partir de seus óxidos.
- e) obtenção de amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio.

4. (ITA-SP) Qual das opções a seguir contém a equação que representa a produção de ferro num alto-forno convencional alimentado com hematita e coque?

- a) $\text{FeS (c)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{Fe (c)} + \text{H}_2\text{S (g)}$
- b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (c)} + 2 \text{Al (c)} \rightarrow 2 \text{Fe (c)} + \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (c)}$
- c) $\text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (c)} + 4 \text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow 3 \text{Fe (c)} + 4 \text{H}_2\text{O (g)}$

- ☒ d) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (c)} + 3 \text{CO (g)} \rightarrow 2 \text{Fe (c)} + 3 \text{CO}_2 \text{ (g)}$
- e) $4 \text{FeS (c)} + 2 \text{CO (g)} \rightarrow 4 \text{Fe (c)} + 2 \text{CS}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$

5. Qual das substâncias abaixo é o redutor na produção do ferro?

- a) H_2O
- b) CO_2
- ☒ c) CO
- d) NO
- e) CH_4

6. (Fuvest-SP) O alumínio é produzido a partir do minério bauxita, do qual é separado o óxido de alumínio que, em seguida, junto a um fundente, é submetido à eletrólise. A bauxita contém cerca de 50%, em massa, de óxido de alumínio. De modo geral, desde que o custo da energia elétrica seja o mesmo, as indústrias de alumínio procuram se estabelecer próximas a:

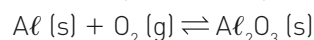
- a) zonas litorâneas, pela necessidade de grandes quantidades de salmoura para a eletrólise.
- b) centros consumidores de alumínio, para evitar o transporte de material muito dútil e maleável e, portanto, facilmente deformável.
- c) grandes reservatórios de água, necessária para separar o óxido de alumínio da bauxita.
- d) zonas rurais, onde a chuva ácida, que corrói o alumínio, é menos frequente.
- ☒ e) jazidas de bauxita, para não se ter de transportar a parte do minério (mais de 50%) que não resulta em alumínio.

7. (FEI-SP) O alumínio é obtido industrialmente pela eletrólise ígnea da alumina (Al_2O_3). Indique a alternativa falsa:

- a) O íon alumínio sofre redução.
- b) O gás oxigênio é liberado no ânodo.
- c) O alumínio é produzido no cátodo.
- ☒ d) O metal alumínio é agente oxidante.
- e) O íon O^{2-} sofre oxidação.

8. (UFF-RJ) As superfícies de alumínio, recentemente preparadas, reagem com o oxigênio para formar uma camada de óxido que protege o material de posterior corrosão.

A reação pode ser representada por:



- a) Escreva a equação balanceada para a reação apresentada.
- b) Calcule quantos gramas de oxigênio serão necessários para reagir com 0,30 mol de alumínio.

c) Calcule quantos gramas de óxido de alumínio poderão ser produzidos quando 12,50 g de oxigênio reagirem completamente com o alumínio. (Massas atômicas: $Al = 27$; $O = 16$.)

9. (UnB/PAS-DF) A siderurgia, que visa à obtenção do ferro metálico a partir de seus minérios, utiliza altos-fornos, nos quais se despeja uma mistura de coque (carvão com alto teor de carbono), minério de ferro e calcário ($CaCO_3$). A combustão do coque produz CO, que reage com o minério de ferro. O calcário sofre decomposição e produz CaO, o qual reage com as impurezas do minério. O ferro que sai do alto-forno — ferro-gusa —, após um processo de purificação, passa a ter cerca de 1,5% de carbono, quando então é chamado de aço. Com o auxílio dessas informações, julgue os seguintes itens:

- a) O minério de ferro usado na siderurgia apresenta propriedades físicas cujos valores são constantes.
- b) As equações abaixo representam, de forma simplificada, a obtenção do ferro em um alto-forno siderúrgico.
- $$2 C (s) + O_2 (g) \rightarrow 2 CO (g) \quad Fe_2O_3 (s) + 3 CO (g) \rightarrow 2 Fe (s) + 3 CO_2 (g)$$
- c) Na reação da hematita com o monóxido de carbono, este exerce o papel de agente oxidante.
- d) O aço é uma liga.

10. (Fuvest-SP) Em seu livro de contos *O sistema periódico*, o escritor italiano Primo Levi descreve características de elementos químicos e as relaciona a fatos de sua vida. Dois trechos desse livro são destacados a seguir:

- I. “[Este metal] é mole como a cera e reage com a água onde flutua (um metal que flutua!), dançando freneticamente e produzindo hidrogênio.”
- II. “[Este outro] é um elemento singular: é o único capaz de ligar-se a si mesmo em longas cadeias estáveis, sem grande desperdício de energia, e para a vida sobre a Terra (a única que conhecemos até o momento) são necessárias exatamente as longas cadeias. Por isso, ... é o elemento-chave da substância viva.”

O metal e o elemento referidos nos trechos (I) e (II) são, respectivamente,

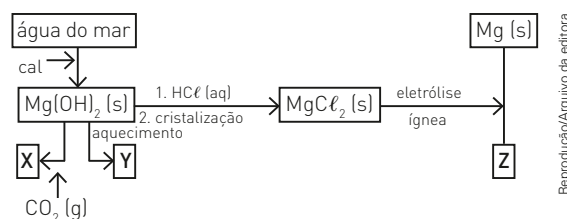
- a) mercúrio e oxigênio.
- b) cobre e carbono.

- c) alumínio e silício.
- x d) sódio e carbono.
- e) potássio e oxigênio.

11. (PUC-MG) Com relação à eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de potássio, feita com eletrodos inertes, indique a afirmativa correta:

- x a) Há liberação de gás hidrogênio no cátodo.
- b) Há liberação de gás oxigênio no ânodo.
- c) Forma-se ácido clorídrico.
- d) A solução aquosa torna-se ácida, ficando incolor em presença do indicador fenolftaleína.
- e) $2 KCl + 4 H_2O \rightarrow 2 HCl + 2 KOH + O_2 + 2 H_2$ é a equação global da eletrólise.

12. (Fuvest-SP) Magnésio e seus compostos podem ser produzidos a partir da água do mar, como mostra o esquema a seguir:



- a) Identifique X, Y e Z, dando suas respectivas fórmulas.
- b) Escreva a equação que representa a formação do composto X a partir do $Mg(OH)_2 (s)$. Esta equação é de uma reação de oxirredução? Justifique.

13. (Vunesp-SP) Em qual das reações seguintes é produzido um gás esverdeado, oxidante e mais denso que o ar?

- a) $C_2H_6 + \frac{7}{2} O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$
- b) $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$
- c) $2 Na + 2 H_2O \rightarrow 2 NaOH + H_2$
- d) $2 KClO_3 \rightarrow 2 KCl + 3 O_2$
- x e) $MnO_2 + 4 HCl \rightarrow MnCl_2 + 2 H_2O + Cl_2$

14. (Fuvest-SP) Quando se classificam elementos químicos utilizando-se como critério o estado de agregação sob 1 atm e 25 °C, devem pertencer a uma mesma classe os elementos:

- a) cloro, mercúrio e iodo.
- b) mercúrio, magnésio e argônio.
- c) mercúrio, argônio e cloro.
- d) cloro, enxofre e iodo.
- x e) iodo, enxofre e magnésio.

15. (Fuvest-SP) Para exemplificar elementos químicos que à temperatura ambiente ($\sim 25^\circ\text{C}$) reagem com a água, pode-se citar:

- a) prata e lítio.
- X b) lítio e cloro.**
- c) cloro e nitrogênio.
- d) nitrogênio e carbono.
- e) carbono e prata.

16. (UnB-DF) O cobre, devido à sua baixa tendência à oxidação, é empregado na fabricação de tubulações para água quente, de utensílios domésticos, de moedas e de inúmeras ligas metálicas, entre as quais destacam-se o latão (cobre e zinco) e o bronze (cobre e estanho). No entanto, não é utilizado em embalagens de alimentos, pois, quando exposto ao ar úmido contendo gás carbô-

nico, o cobre lentamente se oxida, ficando coberto por uma camada esverdeada, o azinhavre, cuja composição é uma mistura de CuCO_3 e Cu(OH)_2 . Considerando essas informações, julgue os itens a seguir.

- V a)** O cobre, a que se refere o texto, é uma substância simples.
- F b)** No latão e no bronze, as ligações entre os átomos são covalentes, o que explica suas baixas tendências à oxidação.
- F c)** O azinhavre contém as substâncias cobre (metal), água (umidade) e gás carbônico.
- V d)** No carbonato de cobre e no hidróxido de cobre, o estado de oxidação do cobre é o mesmo.
- F e)** A água presente no ar é um catalisador para a reação de oxidação do cobre.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Fuvest-SP) A exploração econômica de alumínio, carvão, ferro e ouro é feita pela retirada de depósitos naturais, seguida de processamento para purificação. Por já se apresentarem isolados na natureza, não é necessário fazer transformações químicas na fase de purificação de:

- a) alumínio e ouro.
- X b) carvão e ouro.**
- c) ferro e ouro.
- d) alumínio e ferro.
- e) carvão e ferro.

2. (UFS-SE) Considere os processos de obtenção de alumínio a partir da alumina (Al_2O_3) e de ferro a partir da hematita (Fe_2O_3). Ambos:

- I. envolvem oxirredução.
- II. utilizam eletrólise.
- III. requerem utilização de energia.

É correto afirmar somente:

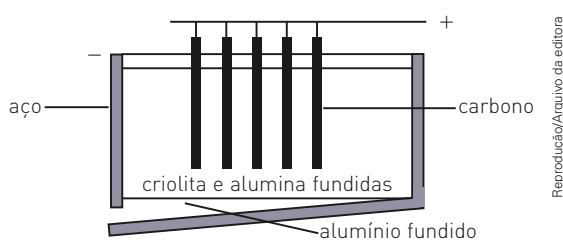
- a) I.
- b) II.
- c) III.
- d) I e II.
- X e) I e III.**

3. (Puccamp-SP) A hematita é um óxido natural, matéria-prima para a obtenção do aço. Dentre as seguintes fórmulas, qual corresponde à hematita?

- a) FeS_2
- b) SnO_2
- X c) Fe_2O_3**
- d) MnO_2
- e) Al_2O_3

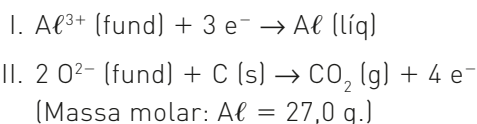
4. (Fuvest-SP) Dê a fórmula e o nome de um minério de ferro. Represente por meio de equações químicas a obtenção do metal a partir do minério citado.

5. (UFPR) O elemento químico alumínio é o terceiro mais abundante na Terra, depois do oxigênio e do silício. A fonte comercial do alumínio é a bauxita, um minério que, por desidratação, produz a alumina, Al_2O_3 . O alumínio metálico pode então ser obtido pela passagem de corrente elétrica através da alumina fundida, processo que, devido ao seu elevado ponto de fusão (2050°C), requer um considerável consumo de energia. Acrescente-se ainda o alto custo envolvido na extração do alumínio de seu óxido e tem-se um processo energeticamente muito dispendioso. Somente a partir de 1886, quando Charles Hall descobriu que a mistura de alumina com criolita (Na_3AlF_6) fundia a 950°C , o que tornava o processo de obtenção de alumínio menos dispendioso, foi possível a utilização desse elemento em maior escala.



A figura acima representa o dispositivo empregado para a extração do alumínio pela passagem de corrente elétrica.

As semirreações que ocorrem são:



Com base nas informações acima, é correto afirmar:

- X01) A fusão dos minérios é necessária para permitir o deslocamento dos íons para os respectivos eletrodos.
- 02) A reação II indica que o cátodo é consumido durante o processo.
- X04) A redução do alumínio ocorre no eletrodo de aço.
- X08) O processo de obtenção do alumínio metálico é uma eletrólise.
- X16) A soma dos menores coeficientes estequiométricos inteiros na reação total de obtenção do alumínio é 20.
- 32) A produção de uma lata de refrigerante (13,5 g de alumínio) absorve 0,500 mol de elétrons.

6. (Fuvest-SP) Industrialmente, alumínio é obtido a partir da bauxita. Esta é primeiro purificada, obtendo-se o óxido de alumínio, Al_2O_3 , que é, em seguida, misturado com um fundente e submetido a uma eletrólise ígnea, obtendo-se, então, o alumínio.

As principais impurezas da bauxita são: Fe_2O_3 , que é um óxido básico, e SiO_2 , que é um óxido ácido. Quanto ao Al_2O_3 , trata-se de um óxido anfótero, isto é, de um óxido que reage tanto com ácidos quanto com bases.

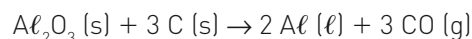
- a) Na primeira etapa de purificação da bauxita, ela é tratada com solução aquosa concentrada de hidróxido de sódio.
 Neste tratamento, uma parte apreciável do

óxido de alumínio solubiliza-se, formando $\text{NaAl}(\text{OH})_4$.

Escreva a equação química balanceada que representa tal transformação.

- b) Se a bauxita fosse tratada com solução aquosa concentrada de ácido clorídrico, quais óxidos seriam solubilizados? Justifique por meio de equações químicas balanceadas.
- c) Na eletrólise do óxido de alumínio fundido, usam-se várias cubas eletrolíticas ligadas em série, através das quais passa uma corrente elétrica elevada. Se n cubas são ligadas em série e a corrente é I , qual deveria ser a corrente, caso fosse usada apenas uma cuba, para produzir a mesma quantidade de alumínio por dia? Justifique, com base nas leis da eletrólise.

7. (UFPA) O alumínio, uma raridade no século XIX, passou a ser um dos metais mais empregados no século XX. Entre as diversas formas de emprego, destaca-se a confecção de latas de cervejas e de refrigerantes. É extraído industrialmente por meio de eletrólise ígnea do minério bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$) misturado com a criolita (Na_3AlF_6) fundida. A equação química simplificada representativa desse processo é:



O processo industrial de extração do alumínio consome grande quantidade de energia e, por isso, não é barato.

Na obtenção de 27 gramas desse metal, são consumidos 297 kJ de energia. Portanto, é bastante vantajoso recuperá-lo por reciclagem, uma vez que nesse processo são consumidos somente 26,1 kJ de energia para a obtenção dessa mesma massa do metal.

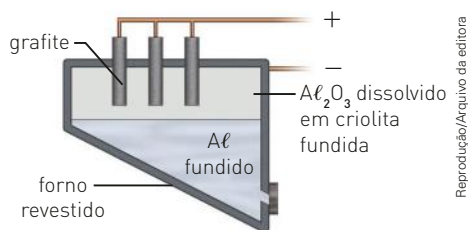
No último *Parafolia*, foram descartadas ao lixo milhares de latas de cervejas e de refrigerantes que, após recicladas, levaram à obtenção de 135 kg de alumínio metálico.

Analisar as informações e responder:

- a) Que quantidade de energia, $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, é economizada quando se obtém essa massa (135 kg) de alumínio por reciclagem, em vez de extraí-la da bauxita?

- b) É possível obter o alumínio metálico por meio da eletrólise de uma solução aquosa ácida contendo íons Al^{3+} , já que o potencial-padrão de redução (E_{red}^0) do Al^{3+} é igual a $-1,66\text{ V}$ e do H^+ é igual a $0,00\text{ V}$? Justifique.
- c) Qual o número de oxidação do alumínio no óxido de alumínio?

8. (UFPE) No processo Hall para a obtenção de alumínio a partir de seu óxido purificado (esquematizado abaixo), bastões de grafite são ligados ao terminal positivo de uma ponte de corrente enquanto o recipiente é ligado ao terminal negativo. A eletrólise é feita numa mistura de criolita (Na_3AlF_6) e Al_2O_3 .



Com base nesse esquema, podemos dizer que é correta:

I	II	
0	0	O alumínio possui densidade menor que a mistura líquida de criolita e Al_2O_3 .
1	1	O alumínio é oxidado durante esse processo, pois o produto final é alumínio metálico.
2	2	A grafite funciona como ânodo e ali deve ocorrer a reação de oxidação.
3	3	A criolita é um composto covalente e, por isso, quando fundida, é um bom condutor de eletricidade.
4	4	2 700 kg de alumínio podem ser obtidos a partir de 7 500 kg de seu óxido.

9. (UEL-PR) O município de Poços de Caldas, localizado no sul do estado de Minas Gerais, é um importante centro turístico, mas tem, na produção do alumínio, extraído do mineral bauxita, um outro suporte econômico. A paisagem faz parte dos atrativos turísticos da região, embora afetada atualmente pela mineração, que deixa o solo descoberto. Quando isso ocorre em floresta nativa, o desafio do retorno da paisagem é muito complicado. O alumínio é obtido pela eletrólise ígnea de uma solução de óxido de alumínio puro (Al_2O_3), obtido

da bauxita purificada, em criolita (Na_3AlF_6) fundida, mantendo a temperatura em aproximadamente $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$. Nessas condições, o óxido de alumínio se dissolve e a solução é boa condutora de eletricidade.

Durante a eletrólise, os elétrons migram do íon oxigênio para o íon alumínio.

Em relação ao método de obtenção do alumínio, são feitas as afirmações:

- Na solução, o Al_2O_3 está totalmente na forma não dissociada.
- Na solução, o Al_2O_3 é o soluto e o Na_3AlF_6 é o solvente.
- O alumínio é depositado no cátodo.
- A reação que ocorre no ânodo é a oxidação do O^{2-} .

Indique a alternativa que contém todas as afirmativas corretas:

- a) I e II. d) I, III e IV.
b) I e IV. x e) II, III e IV.
c) II e III.

10. (Fuvest-SP) O íon magnésio está presente na água do mar em quantidade apreciável. O íon Mg^{2+} é precipitado da água do mar como hidróxido, que é convertido a cloreto por tratamento com ácido clorídrico. Após a evaporação da água, o cloreto de magnésio é fundido e submetido à eletrólise.

- a) Escreva as equações de todas as reações que ocorrem.
b) Quais os produtos da eletrólise e seus estados físicos?

11. (ITA-SP) A obtenção do magnésio a partir da água do mar envolve três reações principais:

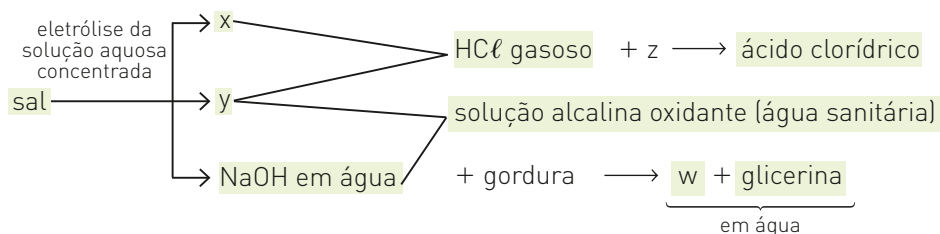
- Precipitação do hidróxido de magnésio com cal extinta.
- Conversão do hidróxido em cloreto de magnésio.
- Eletrólise ígnea do cloreto de magnésio.

São dadas as seguintes equações químicas:

- a) $MgCl_2 + CaO \rightarrow MgO + CaCl_2$
b) $Mg^{++} + 2 OH^- \rightarrow Mg(OH)_2$
c) $MgO + Cl_2 \rightarrow MgCl_2 + \frac{1}{2} O_2$
d) $Mg(OH)_2 + 2 HCl \rightarrow MgCl_2 + 2 H_2O$
e) $MgCl_2 \rightarrow Mg + Cl_2$
f) $MgCl_2 \rightarrow Mg^{++} + 2 Cl^-$

Quais as equações que melhor representam as três reações principais, na ordem dada?

12. (Fuvest-SP) Da água do mar podem ser obtidas grandes quantidades de um sal que é a origem das seguintes transformações:



Nesse esquema, x, y, z e w representam:

	x	y	z	w
a)	oxigênio	cloro	hidrogênio	sabão
b)	sódio	oxigênio	dióxido de carbono	triglicerídeo
x c)	hidrogênio	cloro	água	sabão
d)	cloro	hidrogênio	água	carboidrato
e)	hidrogênio	cloro	dióxido de carbono	triglicerídeo

13. (Fuvest-SP) É comum encontrar nas lojas de materiais para piscinas o anúncio: "Temos cloro líquido".
- Há erro em tal anúncio? Explique.
 - Quando se obtém cloro por eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio, também se forma hidrogênio. Mostre como se formam o cloro e o hidrogênio nessa eletrólise.
14. (Fuvest-SP) Amostras dos gases nitrogênio, oxigênio e cloro foram recolhidas, não necessariamente nessa ordem, em recipientes rotulados A, B e C. Cada recipiente contém apenas um desses gases. A fim de ilustrar algumas propriedades dessas substâncias, com cada recipiente foram feitas as seguintes experiências:
- Introduziram-se raspas de ferro aquecidas ao rubro. Apenas nos recipientes A e B observaram-se transformações das raspas de ferro.
 - Cheiraram-se os conteúdos. O de A, assim como o de C, era inodoro. O de B provocou forte irritação na mucosa nasal.
- Identifique os gases dos recipientes A, B e C. Justifique.
 - Escreva a equação balanceada da reação do conteúdo do recipiente B com o ferro.
15. (Fuvest-SP) Indique a afirmação incorreta sobre os elementos químicos cloro, bromo e iodo.
- Os 3 elementos são halogênios.
 - Os 3 elementos são coloridos (cloro — verde; bromo — marrom; iodo — violeta).
 - Os 3 elementos têm o mesmo número de elétrons na camada externa.
 - Os 3 elementos reagem com metais alcalinos formando sais.
 - Os 3 elementos são líquidos à temperatura de 18 °C.
16. (UFBA) Entre suas características, o iodo (I_2) apresenta como propriedades químicas (a resposta é dada pela soma dos números associados aos itens corretos):
- 01) brilho metálico.
 - 02) odor característico.
 - 04) vapores de tonalidade violeta.
 - 08) solubilidade em álcool.
 - 16) baixa solubilidade em água.
 - 32) não combustibilidade.
- 01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31



Indústria siderúrgica na Coreia do Sul.

Os riscos envolvidos na metalurgia

Os processos de obtenção de metais, seja diretamente da natureza, seja por meio da metalurgia, envolvem riscos de graus variados, não apenas ambientais, mas também ao trabalhador que atua diretamente nesses processos. É o que se chama de insalubridade, que vai desde as condições ambientais inadequadas, como falta de ventilação, excesso de calor e excesso de barulho, passando pela fadiga por jornadas de trabalho excessivas, até as agressões diretas ao organismo, devido à inalação de poeiras, fumaça e vapores, além dos riscos de incêndios e explosões.

Os problemas ocasionados por esses e outros metais de interesse comercial são variados: o níquel provoca lesões cutâneas e dermatites; o cádmio afeta as vias respiratórias e os pulmões, levando a pneumonia, edemas pulmonares, enfisema pulmonar e câncer; o chumbo tem como porta de entrada as vias respiratórias, mas chegando ao sangue afeta a vida das hemácias e leva a um quadro de anemia; os sais de cobre podem causar forte irritação das vias respiratórias superiores; a inalação da fumaça ou do pó de óxido de ferro pode produzir um quadro respiratório conhecido como siderose; o óxido de magnésio pode provocar queimaduras de pele, irritação dos olhos, nariz e garganta, além de alterações musculares.

Há ainda os perigos provenientes de outras substâncias utilizadas em etapas do processo de metalurgia e siderurgia, como os acetilenos, o ácido cianídrico, o ácido sulfídrico, o ácido sulfúrico, o benzeno, o cloreto de amônia e o monóxido de carbono.

O alto-forno, considerado o “coração” do processo siderúrgico, também apresenta elevado grau de insalubridade para o operário. Há riscos físicos, como radiações, alta temperatura, ruído ensurdecedor, e riscos químicos, como a liberação de monóxido de carbono e de gases de enxofre.

As especificações técnicas para instalação e funcionamento de fornos e alto-fornos são regidas pela Norma Reguladora nº 14, do Ministério do Trabalho. Quanto aos EPIs (equipamentos de proteção individual), são regidos pela Norma Reguladora nº 6. É fundamental que as indústrias do setor cumpram as exigências legais, fornecendo a seus funcionários equipamentos que variam de acordo com a tarefa e o grau de exposição, como: capacete de segurança, protetor auricular, máscara de soldador, máscara para proteção respiratória, capa, entre outros.

Fontes: Cadernos de Atenção Básica – Saúde do trabalhador (<http://bvsmis.saude.gov.br>);
Coleção Cadernos de EJA – Segurança e Saúde no Trabalho (<http://portal.mec.gov.br>);
Normas Reguladoras 6 e 14 (<http://portal.mte.gov.br>);
Riscos à saúde do trabalhador – Ramo metalúrgico
(<http://www.simucad.dep.ufscar.br>). Acesso em: 18 jul. 2018.

Refleta

1. Qual o tema central do texto?
2. Debata com seus colegas: por que é importante que, como consumidores de produtos provenientes da metalurgia e de outros produtos industriais, conheçamos essa realidade?

Cinética química

A imagem de abertura dessa unidade mostra uma maçã em estado de decomposição. O tempo de decomposição depende de vários fatores que podem ser controlados para retardar o processo de deterioração da fruta.

Você sabe como os conhecimentos de Química podem ajudar a acelerar ou retardar o processo de decomposição das frutas? Esse conhecimento pode ser aplicado a qualquer tipo de reação química?

Constantine Pankin/Shutterstock

NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

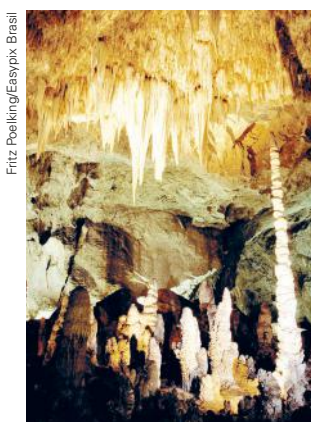
- Como expressar a velocidade de uma reação.
- Como calcular a taxa de consumo e de formação de componentes das reações.
- Os fatores que alteram a velocidade das reações.
- A lei da velocidade das reações.

Estudo da velocidade (rapidez) das reações



Kennedy Space Center/Nasa

// O hidrogênio líquido é usado como combustível em alguns foguetes.



Fritz Poelking/EasyPix Brasil

// Estalactites (no teto da caverna) e estalagmites (no solo).

As reações químicas ocorrem com velocidades diferentes, e estas podem ser alteradas. O conhecimento e o estudo da velocidade das reações, além de muito importantes em termos industriais, estão relacionados ao nosso dia a dia, por exemplo, quando guardamos alimentos na geladeira, estamos retardando sua decomposição; quando usamos panela de pressão, estamos aumentando a velocidade de cozimento dos alimentos.

Outro exemplo são os foguetes que utilizam hidrogênio como combustível e oxigênio como comburente. Essas substâncias são armazenadas separadamente em tanques externos do tamanho de um prédio de 10 andares e são injetadas em três turbinas, nas quais sofrem ignição, o que provoca uma reação de combustão instantânea, liberando vapor de água à temperatura aproximada de 3000 °C. Se a mistura de hidrogênio e oxigênio não sofrer a ação de uma faísca elétrica ou de uma chama, a reação ocorre tão lentamente que é impossível determinar sua velocidade.

Em outros casos, uma reação química pode demorar meses ou anos para ocorrer: na formação das estalactites e estalagmites, a deposição do carbonato de cálcio ocorre ao longo de vários anos.

Para entendermos o conceito de rapidez ou velocidade de uma reação, vamos, inicialmente, estudar o exemplo mais simples de uma reação: quando um único reagente se transforma em um único produto.

reagente $\longrightarrow$ produto

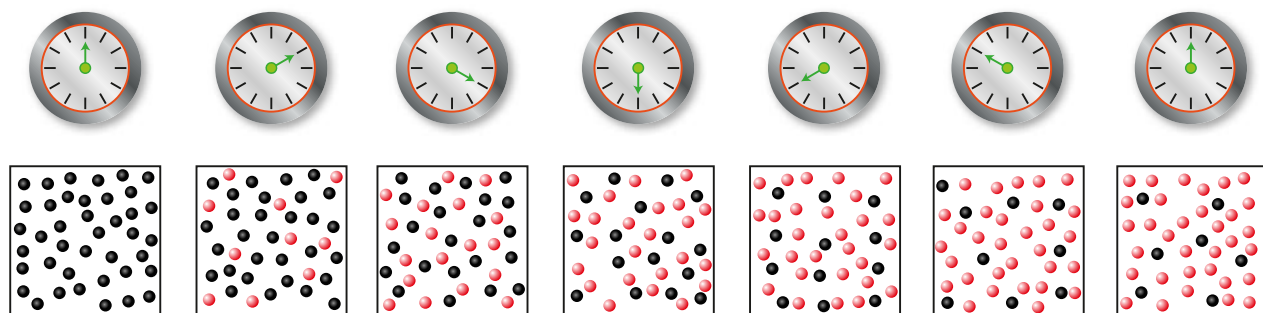
A

B



// Representação da transformação de uma molécula de A em uma molécula de B.

A ilustração a seguir representa o progresso de uma reação em que moléculas de A se transformam em moléculas de B.



// O progresso da reação hipotética foi acompanhado durante 60 segundos, sendo a quantidade de moléculas A e B determinada a cada 10 segundos. (Cada esfera representa esquematicamente uma molécula.)

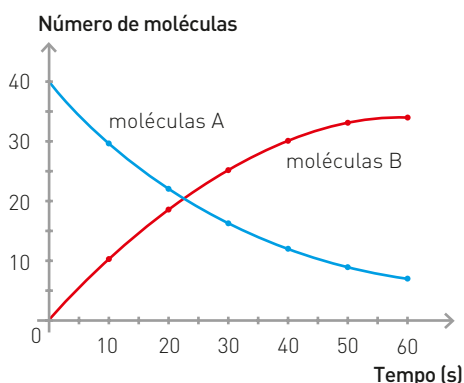
AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

CORES FANTASIA

Pelas figuras, podemos perceber que, no instante inicial, a quantidade de moléculas do reagente A é máxima e vai diminuindo com o decorrer do tempo. Já a quantidade de moléculas do produto B, no instante inicial, é igual a zero e vai aumentando com o decorrer do tempo.

Usando as quantidades de moléculas indicadas na ilustração, foi construído o gráfico ao lado, que mostra as quantidades de A e B em função do tempo.

Observando o gráfico, verificamos que a curva que mostra as quantidades de reagentes é descendente, e a curva que mostra as quantidades de produtos é ascendente.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Velocidade de uma reação

Quando estudamos a velocidade de uma reação, estamos interessados em conhecer a rapidez com que um reagente é consumido (taxa de consumo) ou com que um produto é formado (taxa de formação); ou seja, estamos interessados nas variações das quantidades dos reagentes ou dos produtos em determinado intervalo de tempo.

As quantidades de reagentes e produtos podem ser expressas em massa, volume (para gases), número de mol ou concentração em mol/L, enquanto o tempo pode ser expresso em hora, minuto e segundo.

Como a velocidade pode variar ao longo da ocorrência da reação, habitualmente trabalhamos com a velocidade média.

Atualmente, vários autores preferem usar o termo “rapidez” para evitar confusão com a definição de velocidade usada em Física. Neste livro, usaremos os dois termos.

Velocidade média

É o quociente entre a variação das quantidades, dos reagentes ou dos produtos, e o intervalo de tempo no qual essa variação ocorreu:

$$v = \frac{\Delta \text{quantidade}}{\Delta \text{tempo}} = \frac{\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial}}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

Quando se trabalha com a concentração em mol/L, a expressão da velocidade média é representada por:

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta []}{\Delta \text{tempo}} = \frac{[\text{final}] - [\text{inicial}]}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

Em físico-química, usa-se o símbolo [] (colchetes) para representar a concentração em mol/L.

Ao calcularmos o $\Delta[\text{reagentes}]$, notamos que ele apresenta um valor menor do que zero, ou seja, um valor negativo, pois a concentração final é menor do que a inicial. Para não trabalhar com valores negativos, usamos $-\Delta[\text{reagentes}]$ na expressão da velocidade média dos reagentes.

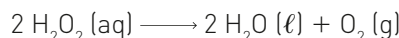
Assim, a velocidade média é expressa por:

$$v_m = \frac{-\Delta[\text{reagentes}]}{\Delta t} \text{ ou } v_m = \frac{\Delta[\text{produtos}]}{\Delta t}$$

A rapidez ou velocidade das reações é sempre obtida experimentalmente, por diferentes métodos: para reações em soluções aquosas, as concentrações são medidas com um espectrógrafo, que analisa a absorvância ou transmitância da luz visível pela solução; em reações que envolvem íons, usam-se medidas de condutibilidade elétrica; já para gases, usam-se medidas de pressão.

A seguir, usando dados obtidos experimentalmente, vamos ver um exemplo do cálculo de velocidade média, estudando a decomposição da água oxigenada.

A decomposição da água oxigenada pode ser representada pela equação:

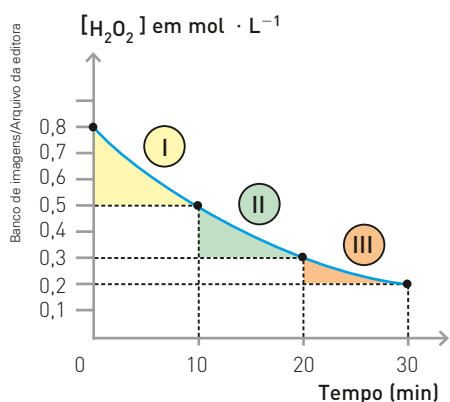


A velocidade média de decomposição da água oxigenada pode ser calculada utilizando-se a expressão:

$$v_{\text{mH}_2\text{O}_2} = \frac{-(\text{[H}_2\text{O}_2]_{\text{final}} - \text{[H}_2\text{O}_2]_{\text{inicial}})}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}} \Rightarrow v_m = \frac{-\Delta[\text{H}_2\text{O}_2]}{\Delta t}$$

O gráfico ao lado mostra dados obtidos experimentalmente para a decomposição da água oxigenada.

Vamos determinar a velocidade média nos três trechos:



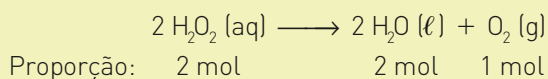
$$\text{I } v_m = \frac{-(0,5 - 0,8)}{10 - 0} \Rightarrow v_m = \frac{-(-0,3)}{10} = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\text{II } v_m = \frac{-(0,3 - 0,5)}{20 - 10} \Rightarrow v_m = \frac{-(-0,2)}{10} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\text{III } v_m = \frac{-(0,2 - 0,3)}{30 - 20} \Rightarrow v_m = \frac{-(-0,1)}{10} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Analisando os valores das velocidades médias de consumo do H_2O_2 , podemos perceber que elas não são constantes e que o seu valor máximo é encontrado no início da reação. Esse fato permite concluir que a velocidade média diminui de acordo com a diminuição da concentração.

A partir desse gráfico, podemos construir um novo gráfico que represente a formação dos produtos (H_2O e O_2). Para isso, devemos conhecer a proporção estequiométrica da reação:

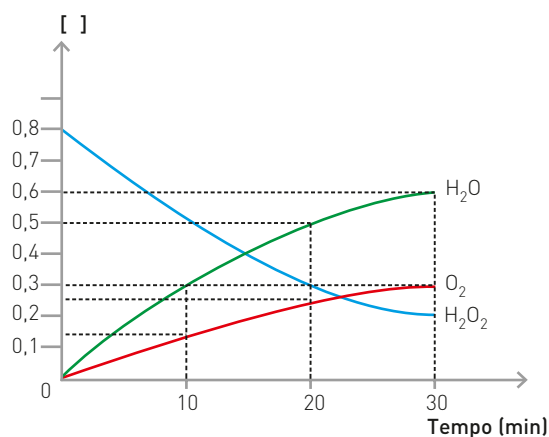
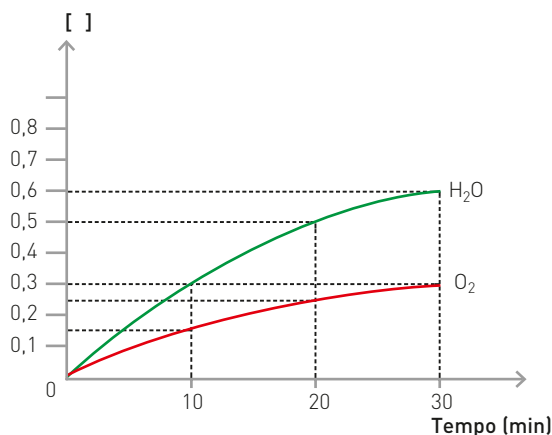


Interpretação: a decomposição de 2 mol de H_2O_2 produz 2 mol de H_2O e 1 mol de O_2 .

I	t = 0	0,8 mol/L	0	0
	↓	gasto 0,3 mol/L	formado 0,3 mol/L	formado 0,15 mol/L
	t = 10 min	0,5 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
II	t = 10 min	0,5 mol/L	0,3 mol/L	0,15 mol/L
	↓	gasto 0,2 mol/L	formado 0,2 mol/L	formado 0,1 mol/L
	t = 20 min	0,3 mol/L	0,5 mol/L	0,25 mol/L
III	t = 20 min	0,3 mol/L	0,5 mol/L	0,25 mol/L
	↓	gasto 0,1 mol/L	formado 0,1 mol/L	formado 0,05 mol/L
	t = 30 min	0,2 mol/L	0,6 mol/L	0,3 mol/L

Com base nos dados obtidos, podemos agora fazer a representação gráfica (abaixo, à esquerda) das concentrações em mol/L da H_2O e do O_2 , em função do tempo.

Podemos também representar as variações das concentrações das três substâncias em um único gráfico (abaixo, à direita).



Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

Analisando a velocidade média das três substâncias envolvidas na reação em um mesmo intervalo de tempo, por exemplo, de 0 a 10 min ($\Delta t = 10$ min), temos:

$$\left. \begin{aligned} v_m &= \frac{-(0,5 - 0,8)}{10} \\ v_m &= 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1} \end{aligned} \right\} \text{consumo de } \text{H}_2\text{O}_2$$

$$\left. \begin{aligned} v_m &= \frac{-(0,3 - 0,0)}{10} \\ v_m &= 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1} \end{aligned} \right\} \text{consumo de } \text{H}_2\text{O}$$

$$\left. \begin{aligned} v_m &= \frac{(0,15 - 0,0)}{10} \\ v_m &= 0,015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1} \end{aligned} \right\} \text{consumo de } \text{O}_2$$

Ao analisar os valores das velocidades médias, concluímos que eles obedecem à proporção estequiométrica da reação: **2:2:1**.

Se dividirmos os valores das velocidades médias pelos respectivos coeficientes estequiométricos, encontraremos o mesmo valor, que será considerado o valor da velocidade média da reação.

$$v_{\text{m reação}} = \frac{v_{\text{m H}_2\text{O}_2}}{2} = \frac{v_{\text{m H}_2\text{O}}}{2} = \frac{v_{\text{m O}_2}}{1} = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Genericamente, para a reação dada:



temos:

$$v_{\text{m reação}} = \frac{v_{\text{m A}}}{a} = \frac{v_{\text{m B}}}{b} = \frac{v_{\text{m C}}}{c}$$

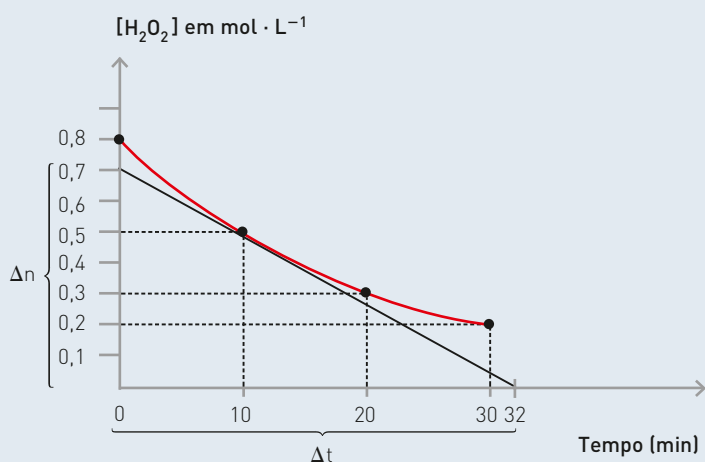
Essa definição foi convencionada pela IUPAC e permite calcular a velocidade média de uma reação sem especificar as substâncias participantes.

Velocidade instantânea

Geralmente, usa-se determinar a velocidade média da reação. Porém, podemos calcular a velocidade em determinado momento ou em dada concentração. Isso pode ser feito por meio de um gráfico de variação de concentração, e a essa velocidade dá-se o nome de **velocidade instantânea**, que corresponde à velocidade da reação em um intervalo de tempo muito pequeno ($\Delta t \geq 0$).

Para determinar a velocidade instantânea em um ponto específico, devemos traçar uma tangente à curva nesse ponto.

No exemplo da decomposição da água oxigenada, a velocidade instantânea no tempo de 10 minutos pode ser determinada da seguinte maneira:

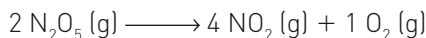


$$v_{\text{inst}} = \frac{\Delta[\]}{\Delta t}$$

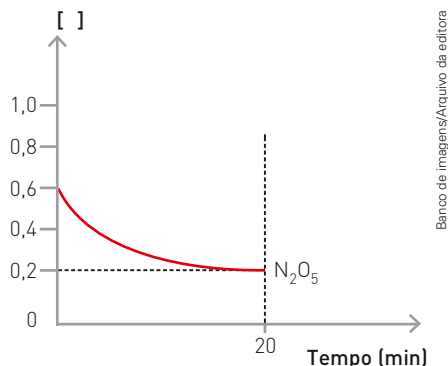
$$v_{\text{inst}} = \frac{0,7 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{32 \text{ min}} \cong 0,022 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Exercícios resolvidos

1. O composto pentóxido de dinitrogênio (N_2O_5) decompõe-se segundo a equação:



O gráfico abaixo mostra a variação da concentração em mol/L do N_2O_5 em determinado intervalo de tempo.



Com base nessas informações, responda:

- Qual é o valor da velocidade média do N_2O_5 no intervalo de tempo indicado?
- Qual é o valor das concentrações em mol/L do NO_2 e do O_2 após 20 minutos?
- Qual é o valor da velocidade média de formação do NO_2 no intervalo de tempo indicado?
- Sabendo que a pressão parcial é proporcional ao número de mols e que a pressão parcial do O_2 é igual a 0,5 atm, qual é a pressão parcial do NO_2 , nas mesmas condições, após 20 minutos?

Solução

- a) A velocidade do N_2O_5 pode ser calculada pela expressão:

$$v_{\text{m N}_2\text{O}_5} = \frac{-\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t} = \frac{-(0,2 - 0,6) \text{ mol/L}}{20 \text{ min}}$$

$$v_{\text{m N}_2\text{O}_5} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

- b) De acordo com a equação estequiométrica, para cada 2 mol de N_2O_5 consumidos são formados 4 mol de NO_2 e 1 mol de O_2 :

	$2 \text{N}_2\text{O}_5$	$\rightarrow$	4NO_2	$+$	O_2
t = 0	0,6 mol/L		0		0
	consumidos 0,4 mol/L		formados 0,8 mol/L		formados 0,2 mol/L
t = 20 min	0,2 mol/L		0,8 mol/L		0,2 mol/L

Após 20 min $\begin{cases} [\text{NO}_2] = 0,8 \text{ mol/L} \\ [\text{O}_2] = 0,2 \text{ mol/L} \end{cases}$

- c) A velocidade média de formação do NO_2 no intervalo de tempo indicado é dada por:

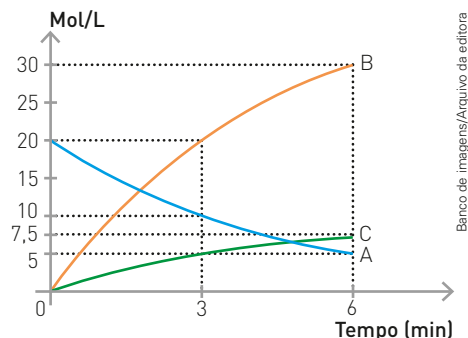
$$v_{\text{m NO}_2} = \frac{-\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = \frac{(0,8 - 0,0) \text{ mol/L}}{20 \text{ min}}$$

$$v_{\text{m NO}_2} = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

- d) Como sabemos que:

$$\begin{aligned} 0,2 \text{ mol} & \xrightarrow{\text{exerce}} 0,5 \text{ atm} \\ 0,8 \text{ mol} & \xrightarrow{\quad} x \\ x & = 2,0 \text{ atm (pressão parcial do NO}_2\text{)} \end{aligned}$$

2. Uma reação genérica pode ser representada pela equação $x \text{A} \rightarrow y \text{B} + r \text{C}$ e graficamente conforme o diagrama a seguir.



Determine os menores valores inteiros de x, y e r.

Solução

Os valores de x, y e r são os coeficientes estequiométricos e esses podem ser determinados estabelecendo uma relação, em mol, entre o que foi consumido e o que foi formado no mesmo intervalo de tempo.

Considerando os 6 minutos iniciais:

$$\text{A} \begin{cases} t = 0 \longrightarrow 20 \text{ mol/L} \\ t = 6 \text{ min} \longrightarrow 5 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Foram consumidos 15 mol/L.

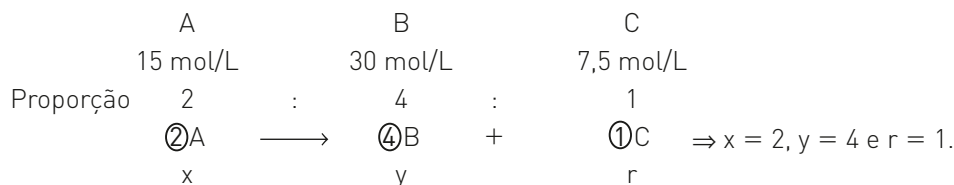
$$\text{B} \begin{cases} t = 0 \longrightarrow \text{zero} \\ t = 6 \text{ min} \longrightarrow 30 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Foram consumidos 30 mol/L.

$$C \begin{cases} t = 0 \longrightarrow \text{zero} \\ t = 6 \text{ min} \longrightarrow 7,5 \text{ mol/L} \end{cases}$$

Foram consumidos 7,5 mol/L.

A relação entre as quantidades consumidas e formadas em mol/L em um mesmo intervalo de tempo é dada por:



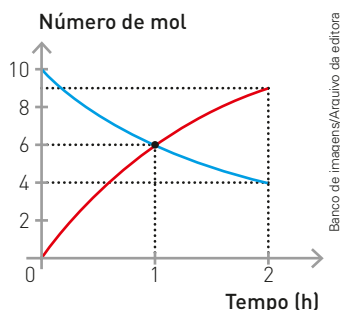
Fundamentando seus conhecimentos

Com base nos dados abaixo, responda às questões **1 a 7**.

Vários fatores contribuem para a destruição da camada de ozônio (O_3), que protege a superfície da Terra dos raios ultravioleta provenientes do Sol. Esse fenômeno consiste na transformação de ozônio em gás oxigênio:



O gráfico abaixo representa esse processo em determinadas condições.



1. Associe as curvas do gráfico ao O_3 e ao O_2 .
2. Após 5 horas, essa reação terminou? Justifique sua resposta.
3. Indique os valores de x, y e z:

Tempo (h)	0	1	2
Nº de mol de O_3	x	y	z

4. Calcule a velocidade média (taxa de decomposição) do O_3 nos seguintes intervalos de tempo: I. 0 h – 1 h; II. 1 h – 2 h; III. 0 h – 2 h.
5. Indique os valores de a, b e c:

Tempo (h)	0	1	2
Nº de mol de O_2	a	b	c

6. Calcule a velocidade média (taxa de formação) do O_2 nos seguintes intervalos de tempo:

- I. 0 h – 1 h;
- II. 1 h – 2 h;
- III. 0 h – 2 h.

7. Determine a velocidade média da reação no intervalo 0 h–2 h, lembrando que:

$$v_{\text{m reação}} = \frac{v_{\text{m } O_3}}{2} = \frac{v_{\text{m } O_2}}{3}$$

Utilizando as informações abaixo, responda às questões **8 a 11**.

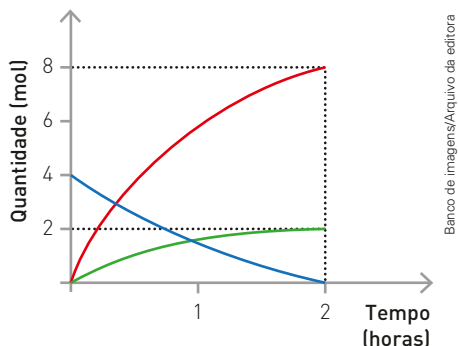
Durante a realização de um experimento de decomposição da amônia (NH_3), um estudante montou uma tabela que apresenta o número de mol dos participantes em função do tempo:

	$2 NH_3$	$\rightarrow$	N_2	+	$3 H_2$
t = 0	10 mol	$\rightarrow$	a		b
	consumidos (c)		formados (d)		formados (e)
t = 20 min	6 mol		f		g

8. Indique os valores numéricos correspondentes às letras a, b, c, d, e, f e g que completam corretamente a tabela.
9. Construa um gráfico representando o número de mol dos participantes da reação na ordenada e o tempo, em minutos, na abscissa.
10. Determine a velocidade média de consumo da amônia (NH_3) e de formação do N_2 e do H_2 .
11. Determine a velocidade média da reação.

Desenvolvendo seus conhecimentos

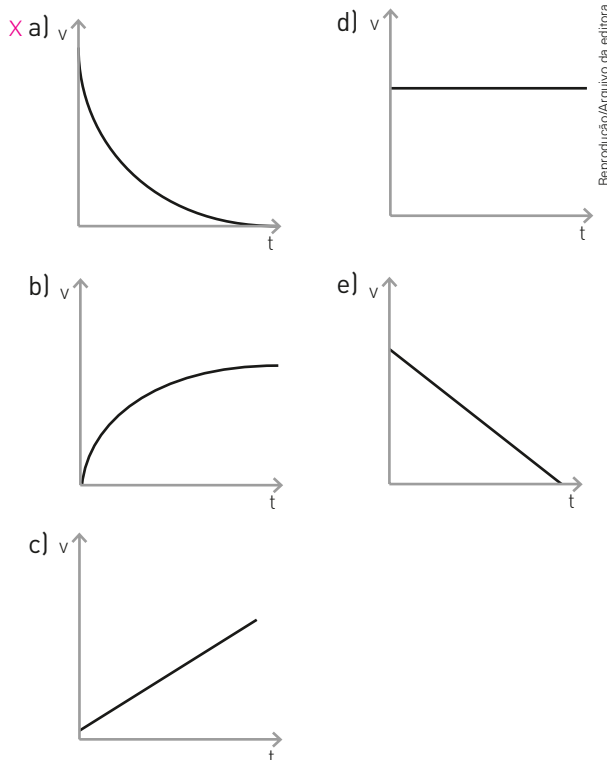
1. O gráfico abaixo mostra a variação das quantidades de três substâncias ao longo do tempo durante uma reação química:



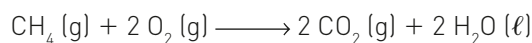
Indique qual é a equação química coerente com o gráfico acima.

- I. $2 \text{O}_3 \longrightarrow 3 \text{O}_2$
 II. $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$
 X III. $2 \text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{O}_2$

2. [FEI-SP] Um prego de ferro, em presença de umidade, reage com o oxigênio do ar produzindo óxido de ferro (III) hidratado e liberando hidrogênio. A reação acontece até consumir todo o prego. Dos gráficos abaixo, o que melhor representa a velocidade (v) dessa reação em função do tempo (t) é:



3. O gás metano, também chamado de biogás ou gás do lixo, uma fonte de energia menos poluente que a gasolina e o óleo *diesel*, é utilizado em várias cidades como combustível em veículos de transporte público. No interior do motor, o metano sofre combustão de acordo com a seguinte equação química:



Sabendo que no motor foram consumidos 2 mol desse combustível em 10 minutos, calcule:

- a) a velocidade média de consumo do metano, em mol/minuto;
 b) a velocidade média de consumo do oxigênio, em mol/minuto.

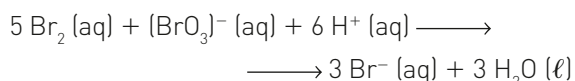
4. [Uepa] Um dos grandes problemas ambientais na atualidade relaciona-se com o desaparecimento da camada de ozônio na atmosfera. É importante notar que, quando desaparece o gás ozônio, aparece imediatamente o gás oxigênio de acordo com a equação abaixo:



Considerando a velocidade de aparecimento de O_2 igual a $12 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$, a velocidade de desaparecimento do ozônio na atmosfera em $\text{mol/L} \cdot \text{s}$ é:

- a) 12. X b) 8. c) 6. d) 4. e) 2.

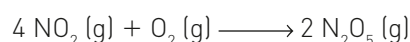
5. [ITA-SP] A reação entre os íons brometo e bromato, em meio aquoso e ácido, pode ser representada pela seguinte equação química balanceada:



Sabendo que a velocidade de desaparecimento do íon bromato é igual a $5,63 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, assinale a alternativa que apresenta o valor correto para a velocidade de aparecimento do bromo, Br_2 , expressa em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

- X a) $1,69 \cdot 10^{-5}$ d) $1,13 \cdot 10^{-6}$
 b) $5,63 \cdot 10^{-6}$ e) $1,80 \cdot 10^{-6}$
 c) $1,90 \cdot 10^{-6}$

6. [ITA-SP] Considere a reação química representada pela seguinte equação:



Num determinado instante de tempo t da reação, verifica-se que o oxigênio está sendo consumido a uma velocidade de $2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Nesse tempo t , a velocidade de consumo de NO_2 será de:

- a) $6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 b) $2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 X c) $9,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 d) $1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 e) $4,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

7. O bicarbonato de sódio é empregado como fermento químico porque se decompõe termicamente de acordo com a equação a seguir:



No preparo de uma massa foram utilizados 16,8 g desse fermento. Após 30 minutos ele sofreu decomposição total dentro do forno.

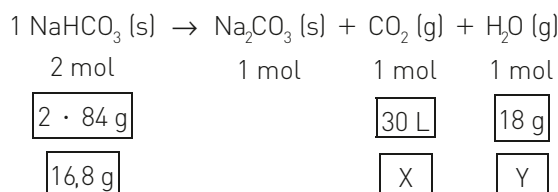
Dados:

Massas molares: $\text{NaHCO}_3 = 84 \text{ g/mol}$ e

$\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$

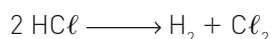
Volume molar nas condições do forno = 30 L/mol

a) Indique, usando a equação química a seguir, o volume de gás carbônico obtido e a massa de água produzida.



- b) Calcule a velocidade média de formação do gás carbônico em L/minuto.
 c) Calcule a velocidade média de formação da água em g/minuto.

8. Considere a decomposição do HCl representada pela equação abaixo.



A concentração do HCl presente no sistema em função do tempo está apresentada na tabela a seguir.

mol/L	1,0	0,625	0,375	0,20	0,12
Tempo (min)	0	10	20	30	40

Com base nos dados, responda:

- I. Qual é o valor da velocidade média do consumo de HCl entre 0 e 10 minutos?
- II. Qual é o valor da velocidade média do consumo de HCl entre 30 e 40 minutos?
- III. A velocidade média é constante? Justifique.

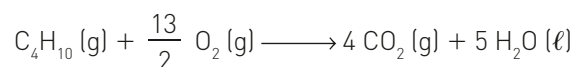
9. (Unisc-RS) Considerando que em uma reação hipotética $\text{A} \longrightarrow \text{B} + \text{C}$ observou-se a seguinte variação na concentração de A em função do tempo:

A (mol L^{-1})	0,240	0,200	0,180	0,162	0,153
Tempo (s)	0	180	300	540	840

A velocidade média (v_m) da reação no intervalo de 180 a 300 segundos é:

- X a) $1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 b) $3,32 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 c) $1,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 d) $0,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 e) $0,83 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

10. (Uepa) Preparar o sagrado cafezinho de todos os dias, assar o pão de queijo e reunir a família para almoçar no domingo. Tarefas simples e do cotidiano ficarão mais caras a partir desta semana. O preço do gás de cozinha será reajustado pelas distribuidoras pela segunda vez este ano, com isso, cozinhar ficará mais caro. A equação química que mostra a queima do butano (gás de cozinha) em nossas residências é:



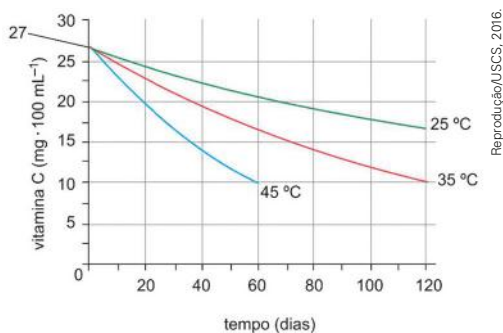
O quadro abaixo ilustra a variação da concentração do gás butano em mol/L em função do tempo:

$[\text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g})]$ (mol/L)	22,4	20,8	18,2	16,6	15,4	14,9
Tempo (horas)	0	1	2	3	4	5

As velocidades médias da queima do gás de cozinha nos intervalos entre 0 a 5 e 1 a 3 horas são, respectivamente:

- a) $-1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ e $-2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$.
 X b) $1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ e $2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$.
 c) $1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ e $-2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$.
 d) $2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ e $1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$.
 e) $-1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$ e $2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$.

11. (USCS/MED-SP) Um estudo para verificar o efeito da cinética de degradação e o tempo de prateleira de um suco de manga analisou a velocidade de decomposição da vitamina C em três temperaturas diferentes: 25°C , 35°C e 45°C . O gráfico mostra o resultado da análise.



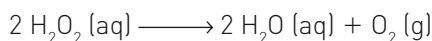
(www.redalyc.org)

O estudo considerou o tempo de prateleira como sendo o tempo de meia-vida da concentração de vitamina C.

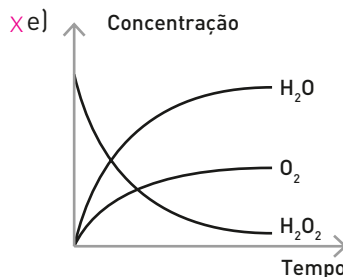
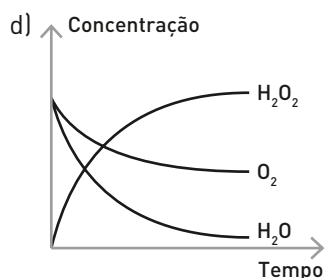
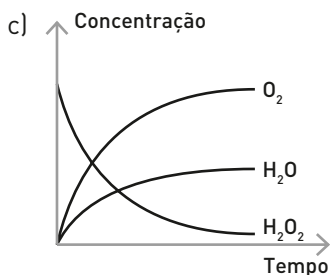
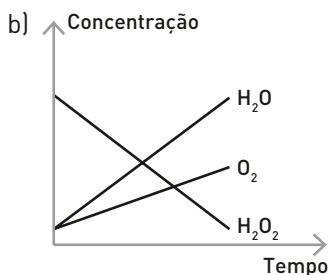
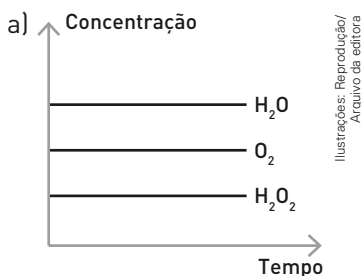
- Determine, utilizando o gráfico ao lado, o tempo de prateleira aproximado para um suco de manga armazenado a uma temperatura de 35 °C.
- Para o experimento cuja velocidade de degradação foi maior, calcule a velocidade média de degradação da vitamina C em $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$, nos primeiros 60 dias.

Desafiando seus conhecimentos

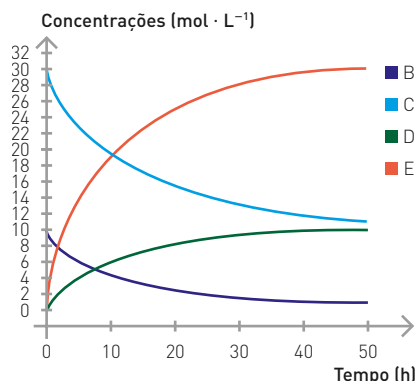
- (UFG-GO) A água oxigenada comercial é uma solução de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) que pode ser encontrada nas concentrações de 3,6 ou 9% (m/v). Essas concentrações correspondem a 10, 20 e 30 volumes de oxigênio liberado por litro de H_2O_2 decomposto. Considere a reação de decomposição do H_2O_2 apresentada a seguir:



Qual gráfico representa a cinética de distribuição das concentrações das espécies presentes nessa reação?



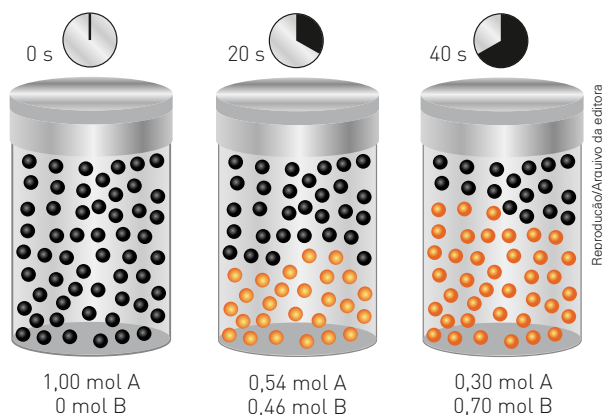
- (PUC-MG) Considere o gráfico abaixo, no qual estão representados o tempo e a evolução das concentrações das espécies B, C, D e E, que participam de uma reação química.



A forma correta de representar essa reação é:

- $\text{B} + 3 \text{C} \longrightarrow \text{D} + 2 \text{E}$
- $\text{D} + 2 \text{E} \longrightarrow \text{B} + 3 \text{C}$
- $\text{B} + 2 \text{C} \longrightarrow \text{D} + 3 \text{E}$
- $\text{D} + 3 \text{E} \longrightarrow \text{B} + 2 \text{C}$

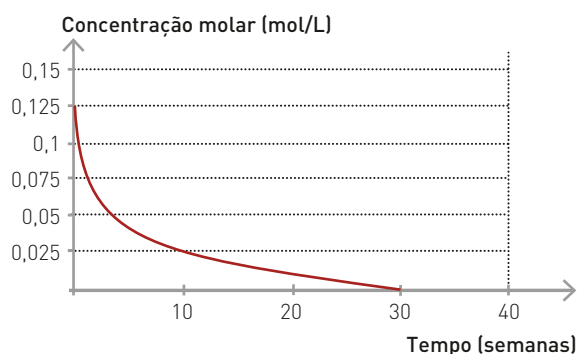
3. [PUC-RJ] Considere a reação de decomposição da substância A na substância B e as espécies a cada momento, segundo o tempo indicado na figura.



Sobre a velocidade dessa reação, é correto afirmar que a velocidade de:

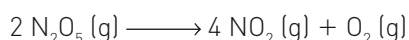
- a) decomposição da substância A, no intervalo de tempo de 0 a 20 s, é 0,46 mol/s.
 x b) decomposição da substância A, no intervalo de tempo de 20 a 40 s, é 0,012 mol/s.
 c) decomposição da substância A, no intervalo de tempo de 0 a 40 s, é 0,035 mol/s.
 d) formação da substância B, no intervalo de tempo de 0 a 20 s, é 0,46 mol/s.
 e) formação da substância B, no intervalo de tempo de 0 a 40 s, é 0,70 mol/s.

4. Alguns antibióticos se degradam com o passar do tempo conforme o diagrama a seguir.



Com base nas informações do diagrama, calcule a velocidade de degradação do antibiótico entre as semanas 10 e 30, em mol/L · semana.

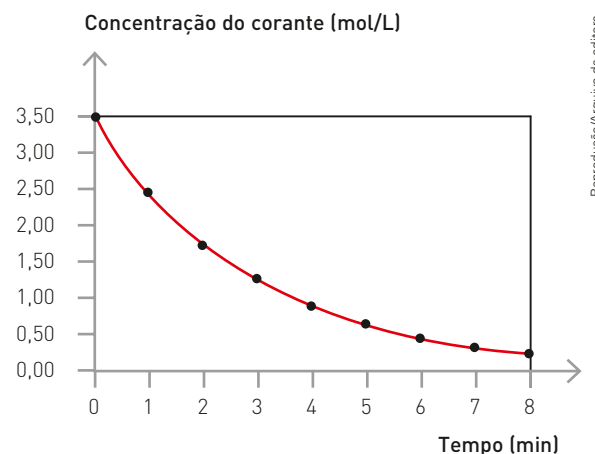
5. [Acafe-SC] Considere a reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio:



Considerando que a velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio seja de $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ assinale a alternativa que apresenta o valor correto para a velocidade de aparecimento de NO_2 expressa em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

- a) $18 \cdot 10^{-3}$
 b) $24 \cdot 10^{-3}$
 c) $6 \cdot 10^{-3}$
 x d) $12 \cdot 10^{-3}$

6. [UFG-GO] O hipoclorito de sódio (NaClO) é utilizado como alvejante. A ação desse alvejante sobre uma solução azul produz descolorimento, devido à reação com o corante. O gráfico representa a variação na concentração do corante em função do tempo de reação com o alvejante. A concentração inicial do alvejante é mil vezes maior que a do corante.



Analisando esse gráfico, julgue as proposições a seguir:

- 1) A velocidade da reação aumenta com o tempo. **F**
 2) A velocidade média da reação, entre 0 e 3 minutos, é de 0,75 mol/L · min. **V**
 3) Em 4 minutos a concentração do corante é a metade da inicial. **F**
 4) Após 24 horas a solução permanece azul. **F**

7. [IFBA] Os gases butano e propano são os principais componentes do gás de cozinha (GLP - Gás Liquefeito de Petróleo). A combustão do butano (C_4H_{10}) correspondente à equação:



Se a velocidade da reação for 0,1 mol butano-minuto qual a massa de CO_2 produzida em 1 hora?

- ✗ a) 1056 g
- b) 176 g
- c) 17,6 g
- d) 132 g
- e) 26,4 g

8. (PUC-RS) Amostras de magnésio foram colocadas em soluções aquosas de ácido clorídrico de diversas concentrações e temperaturas, havendo total consumo do metal e desprendimento do hidrogênio gasoso.

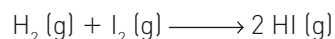
Observaram-se os seguintes resultados:

Amostra	Massa de magnésio consumida (g)	Tempo de reação (min)
I	0,20	1
II	2,00	5
III	4,00	10
IV	4,00	20

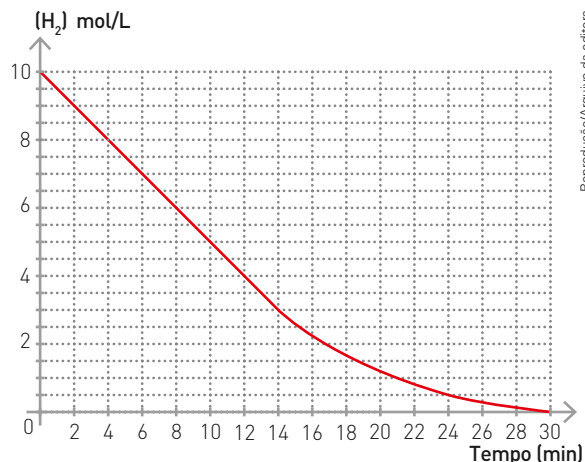
Pela análise dos dados contidos na tabela anterior, é correto afirmar que:

- a) a velocidade média da reação na amostra I é maior do que na amostra II.
- b) a quantidade de hidrogênio desprendida na amostra II é maior do que na amostra IV.
- c) a velocidade média da reação na amostra III é igual à da amostra IV.
- ✗ d) a velocidade média de reação na amostra IV é a metade da velocidade média de reação na amostra II.
- e) a quantidade de hidrogênio desprendida na amostra III é menor do que na amostra IV.

9. (UFRJ) Um dos métodos de preparação de iodo de hidrogênio com alto grau de pureza utiliza a reação direta entre as substâncias iodo e hidrogênio. Num experimento, 20 mol de iodo gasoso e 20 mol de hidrogênio gasoso foram colocados em um reator fechado com um volume útil igual a 2 litros. A mistura foi aquecida até determinada temperatura, quando ocorreu a reação representada a seguir. Considere a reação irreversível.



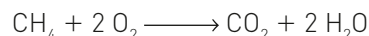
No experimento, a variação da concentração de $\text{H}_2 (\text{g})$ com o tempo de reação foi medida e os dados foram representados no gráfico a seguir:



- a) Calcule a velocidade média da reação em relação ao H_2 em $\text{mol/L} \cdot \text{min}$ no intervalo de 0 a 14 min.
- b) Calcule a concentração de iodo de hidrogênio após 10 minutos de reação.

10. (Uece) Manchete do jornal *O Estado de São Paulo* em 23.04.2014:

“Gás metano produzido por vacas é usado para abastecer veículos”. Cientistas argentinos desenvolveram tecnologia para aproveitar o gás metano gerado pelos bovinos, que tem efeito estufa na atmosfera do planeta.



Pesquisando o gás metano, um grupo de estudantes da UECE realizou, em laboratório, uma combustão e coletou os dados da tabela abaixo:

Tempo (min)	$[\text{CH}_4]$ (mol/L)	$[\text{CO}_2]$ (mol/L)
0	0,050	0
10	0,030	0,020
20	0,020	?

Com os dados da tabela, a velocidade média da reação entre 0 e 20 minutos foi determinada com o valor:

- a) $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
 - b) $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
 - c) $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
 - ✗ d) $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
11. (Vunesp-SP) Em um laboratório, nas condições ambientes, uma determinada massa de carbonato de cálcio (CaCO_3) foi colocada para reagir com excesso de ácido nítrico diluído. Os valores do volume de gás liberado pela reação com o transcorrer do tempo estão apresentados na tabela.

tempo (min)	volume de gás (cm ³)
1	150
2	240
3	300

Escreva a equação balanceada da reação e calcule a velocidade média da reação, em $\text{mol} \cdot \text{min}^{-1}$, no intervalo entre 1 minuto e 3 minutos.

Dado:

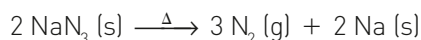
Volume molar do CO_2 nas condições ambientes = $25,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

12. (Uerj) A água oxigenada é empregada, frequentemente, como agente microbicida de ação oxidante local. A liberação de oxigênio, que ocorre durante a sua decomposição, é acelerada por uma enzima presente no sangue. Na limpeza de um ferimento, esse microbicida liberou, ao se decompor, 1,6 g de oxigênio por segundo. Nessas condições, a velocidade de decomposição da água oxigenada, em mol/min , é igual a:

- ☒ a) 6,0.
 b) 5,4.
 c) 3,4.
 d) 1,7.

13. (Uerj) *Air-bags* são dispositivos de segurança de automóveis que protegem o motorista em caso de colisão. Consistem em uma espécie de balão contendo 130 g de azida de sódio em seu interior. A azida, submetida a aquecimento, decompõe-se imediata e completamente, inflando o balão em apenas 30 milissegundos.

A equação abaixo representa a decomposição da azida:



Considerando o volume molar igual a 24 L/mol , calcule a velocidade da reação, em L/s , de nitrogênio gasoso produzido.

14. (UFG-GO) O diagnóstico de doenças tropicais pode ser realizado por meio do uso de biossensores. Esses dispositivos monitoram a reação entre antígenos e anticorpos, que normalmente resultam na formação de um complexo colorido. A tabela a seguir apresenta as concentrações do complexo AB

formado em função do tempo em uma reação entre um antígeno A e um anticorpo B na proporção estequiométrica de 1:1.

Tempo	0	5	10	15	20
[AB] ($\cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$)	0	40	65	80	87

A partir dos dados apresentados:

- a) esboce o gráfico que represente a cinética de formação do complexo AB colorido;
 b) calcule a velocidade média da reação.

(FMP-RS) Texto para a próxima questão:

O Sonho de Mendeleiev

Djabir modificou a doutrina dos quatro elementos de Aristóteles, especialmente no tocante aos metais. Segundo ele, os metais eram formados de dois elementos: enxofre e mercúrio. O enxofre ("a pedra da queima") era caracterizado pelo princípio da combustibilidade. O mercúrio continha o princípio idealizado das propriedades metálicas. Quando esses dois princípios eram combinados em quantidades diferentes, formavam metais diferentes. Assim o metal inferior chumbo podia ser separado em mercúrio e enxofre, os quais, se recombinaados nas proporções corretas, podiam-se tornar ouro.

STRATHERN, Paul. *O Sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da química*. Rio de Janeiro: Zahar, 2000. p. 42.

15. Na combustibilidade do enxofre, mencionada no texto, é obtido um produto que é amplamente utilizado nas indústrias como branqueador, desinfetante, conservante de alimentos e, principalmente, na produção de bebidas alcoólicas como na do vinho, atuando em sua esterilização com a finalidade de inibir a ação de leveduras.

Considerando-se que numa indústria de bebidas alcoólicas foram queimados 57,6 kg de enxofre em uma hora, a velocidade do produto gasoso formado, em $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$ será de

Dados: $S = 32$; $O = 16$.

- ☒ a) 0,5.
 b) 0,4.
 c) 0,1.
 d) 0,2.
 e) 0,3.

Cinética das reações do alumínio

Por ser leve e muito resistente, o alumínio se mostra o metal ideal para uma série de aplicações, entre as quais se podem citar peças automotivas, revestimentos, embalagens e artefatos de cozinha.

Diante da ampla disponibilidade desse metal em nosso dia a dia, uma professora de Química do Ensino Médio elaborou uma atividade experimental sobre cinética química a partir do estudo dos fatores que afetam a velocidade da reação de oxidação do alumínio em meio ácido, utilizando materiais simples e de baixo custo.

Inicialmente, a professora informou aos alunos que nesse experimento iria utilizar dois anéis de alumínio com a mesma massa, encontrados nas latas de refrigerante, e dois tubos de ensaio identificados pelas letras A e B, contendo cada um deles 10 mL de solução aquosa de ácido clorídrico com concentrações de 1,25 mol/L e 1,0 mol/L, respectivamente.

A seguir, pediu aos alunos que comesçassem a contar o tempo do experimento, com o auxílio de um cronômetro, a partir do instante em que os anéis fossem mergulhados nas soluções. Os alunos deveriam observar o que estava ocorrendo e descrever o sistema nos tempos 2 e 5 minutos.

Fonte: Química Nova na Escola. Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc23/a09.pdf>>. Acesso em: 28 mar. 2018.



A respeito do experimento, responda às questões a seguir.

1. Qual evidência visual permite afirmar que ocorreu uma reação química?
2. Escreva a reação que ocorre em ambos os tubos de ensaio.
3. Qual substância é responsável pela efervescência observada nos tubos?
4. Descreva o aspecto dos tubos no tempo 2 minutos e indique se a maior liberação de gás ocorreu no tubo contendo a solução de maior ou de menor concentração.
5. No tempo 5 minutos, em qual dos tubos há maior quantidade de alumínio metálico? Justifique.

O quadro a seguir deve ser usado para responder às questões **6, 7 e 8**.

Tempo (minuto)	Número de mol de gás liberado (A)	Número de mol de gás liberado (B)
2	0,0075	0,0040
5	0,0125	0,0100

6. Esboce um único gráfico demonstrando a formação de H_2 em função do tempo nos dois tubos.
7. Calcule a taxa de formação média de gás hidrogênio no tubo B nos 5 minutos iniciais da reação.
8. Considerando que, após certo tempo, ocorreu o fim das reações, nas quais os anéis de alumínio contidos em ambos os tubos foram totalmente consumidos, escreva o que se pode afirmar a respeito da quantidade de gás hidrogênio produzido em ambos os tubos.

Condições para a ocorrência de reações

Sérgio Dotta Jr./
Arquivo da editora

// O iodeto de potássio reage ao entrar em contato com o acetato de chumbo II, formando o iodeto de chumbo II (PbI_2), um precipitado amarelo.

Existem vários fatores responsáveis pela ocorrência de uma reação. Entre eles, temos: a natureza dos reagentes, o contato entre eles, os choques eficazes e a energia de ativação.

A condição mais evidente para que uma reação ocorra é que os reagentes estejam em contato; entretanto, mesmo quando estão em contato, substâncias diferentes podem ou não reagir.

Quando ocorre uma reação, dizemos que existe uma afinidade química entre os reagentes. Essa afinidade química, que é muito difícil de ser quantificada, depende da natureza dos reagentes.

EXPLORE SEU MUNDO

Corte uma maçã ou banana ao meio, coloque uma parte em um prato vazio e a outra em um prato com um pouco de suco de laranja ou limão, espalhando o suco pela superfície da fruta. No dia seguinte observe se ocorreu alguma mudança. Caso tenha ocorrido, qual é o papel da vitamina C presente no suco?

Teoria das colisões

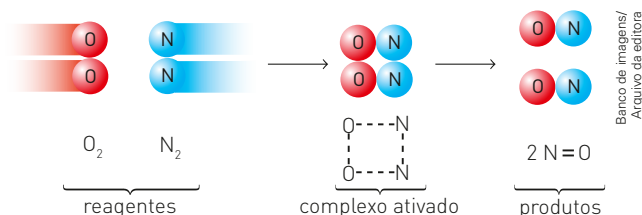
Quando os reagentes são colocados em contato para a ocorrência de uma reação química, as partículas que os compõem vão colidir (se chocar) umas com as outras, e parte dessas colisões, dependendo da sua orientação e energia, poderá originar produtos.

Nem todos os choques entre as partículas que compõem os reagentes dão origem a produtos: são os chamados **choques não eficazes**. Os choques que resultam em quebra e formação de novas ligações são denominados **eficazes** ou **efetivos**.

No momento em que ocorre o choque em uma orientação favorável, forma-se uma estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos, denominada **complexo ativado**.

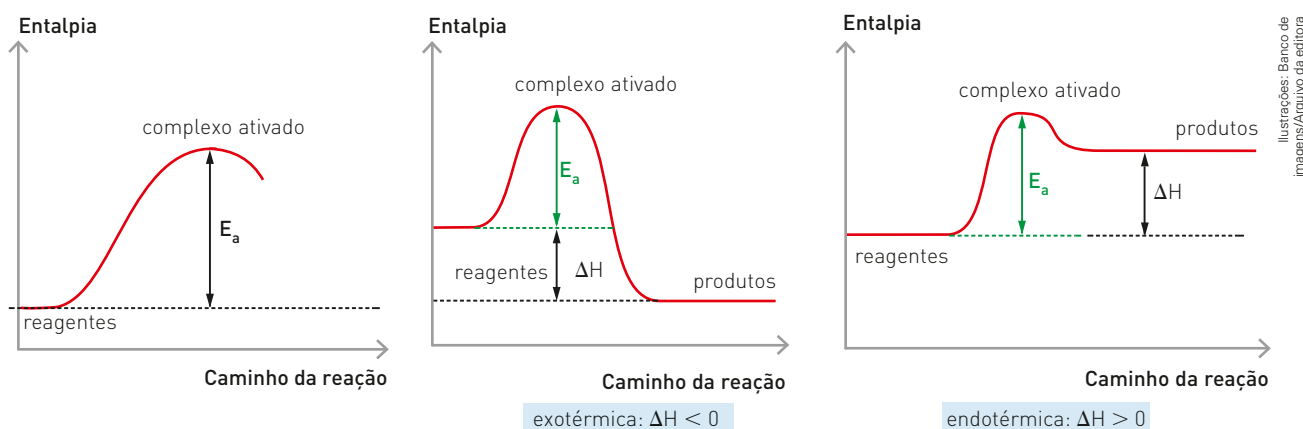
Complexo ativado: estado intermediário e instável (estado de transição) formado entre reagentes e produtos, em cuja estrutura existem ligações enfraquecidas (presentes nos reagentes) e formação de novas ligações (presentes nos produtos).

Veja a seguir um exemplo da formação do complexo ativado. Para que ocorra a formação do complexo ativado, além de ocorrer com orientação favorável, a colisão entre as moléculas dos reagentes deve ter energia suficiente. Essa energia é denominada **energia de ativação (E_a)**.

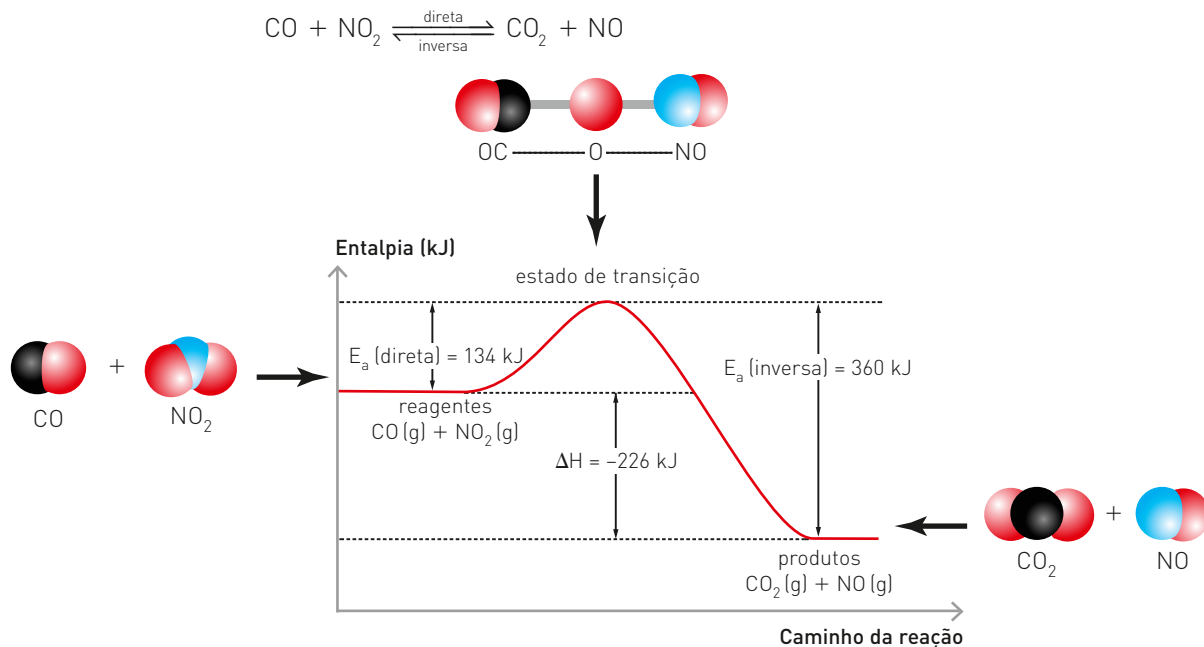


Energia de ativação (E_a): a menor quantidade de energia necessária para a formação do complexo ativado e, conseqüentemente, para a ocorrência da reação.

Esse fenômeno é observado tanto nas reações exotérmicas quanto nas endotérmicas, e seus diagramas, indicando o caminho da reação e a entalpia, podem ser representados por:



Para reações que podem ocorrer nos dois sentidos, temos:



Fonte: HILL, John W.; PETRUCCI, Ralph H. *General Chemistry*. 2. ed. New Jersey: Prentice Hall, 2005. p. 549.

Experimentalmente, observamos que reações diferentes apresentam energias de ativação diferentes, e as reações que exigem **menor energia de ativação** ocorrem mais rapidamente, ou seja, com **maior rapidez**.

A única grandeza que indica o grau de dificuldade da ocorrência de uma reação é a energia de ativação; nem o valor, nem o sinal do ΔH têm influência nesse fato.

Como exemplo disso, podemos mencionar a transformação do C_{grafita} em C_{diamante} . Embora o ΔH da reação seja muito pequeno (2,90 kJ), é muito difícil obter esse processo, já que exige uma E_a muito elevada.

A energia de ativação

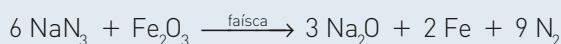
Para que uma reação química possa ocorrer, é necessário que os reagentes tenham certa quantidade de energia, chamada energia de ativação (E_a). A quantidade, assim como a forma da E_a , varia de uma reação para outra.

Na maioria das reações, a energia é adquirida pelos reagentes através de aquecimento (calor).

Algumas vezes, uma faísca é o suficiente para fornecer E_a a um sistema. É o caso da reação entre os gases nitrogênio (N_2) e oxigênio (O_2), componentes do ar. Essa reação não ocorre em condições ambientes, embora exista um grande número de choques entre suas moléculas. A reação entre esses gases ocorre na atmosfera apenas quando associada às descargas elétricas dos relâmpagos, em dias chuvosos, e também no interior dos motores de explosões internas, quando a vela do automóvel libera uma faísca elétrica.

A E_a necessária para a combustão do gás contido em um isqueiro, por exemplo, é proveniente de uma faísca.

A faísca também é usada para fornecer a E_a a um dispositivo usado em carros para proteger os motoristas: o *air bag*. Esse dispositivo é inflado pelo gás nitrogênio (N_2) produzido em uma reação praticamente instantânea, que ocorre entre o nitreto de sódio e o óxido de ferro III:



Já os fósforos que usamos diariamente só entram em combustão quando atritados; nesse caso, a E_a é obtida a partir do atrito.



Enrique Sol/EasyPix Brasil



Caspar Benson/StopDiomeida



Thinkstock/Getty Images

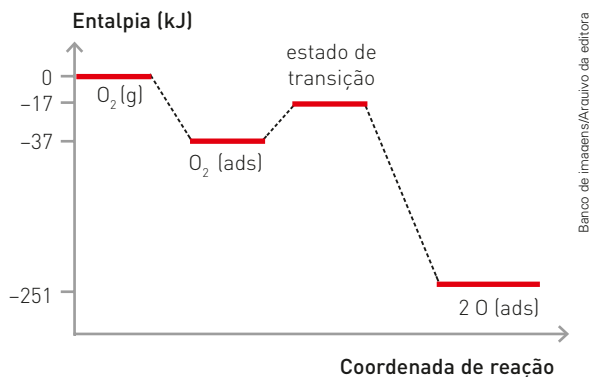
Thinkstock/Arquivo da editora



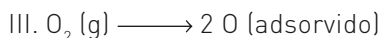
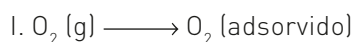
Na natureza, os relâmpagos fornecem energia para que ocorra a reação entre N_2 e O_2 , componentes do ar.

Exercícios resolvidos

1. (UFC-CE) Dado o diagrama de entalpia para os processos de adsorção e dissociação de O_2 , em superfície de platina:



- a) Calcule os valores das variações de entalpia (ΔH) para as seguintes etapas:



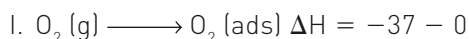
- b) Calcule o valor da energia de ativação da etapa:



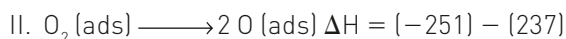
Solução

- a) Para o cálculo do ΔH , devemos conhecer a entalpia de cada espécie, observando o gráfico.

$$\Delta H = H_f - H_i$$



H: $0 - 37 \Rightarrow \Delta H = -37 \text{ kJ}$

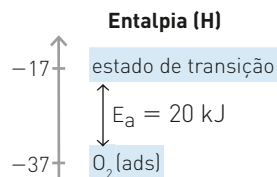


H: $-251 - (-37) \Rightarrow \Delta H = -214 \text{ kJ}$



H: $0 - 251 \Rightarrow \Delta H = -251 \text{ kJ}$

- b) A energia de ativação é a energia mínima necessária para a formação do complexo ativado (estado de transição). Logo, temos:



2. (Unifesp) Na tabela, são fornecidas as energias de ativação e as variações de entalpia, a 25°C , de três reações do tipo $A \longrightarrow B$.

Reação	E_a (kJ/mol)	ΔH (kJ/mol)
I	85	-20
II	50	-30
III	25	+20

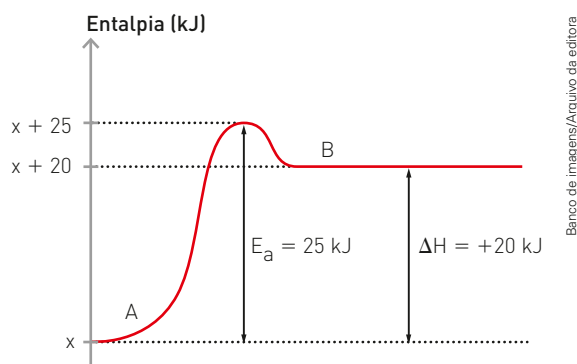
Para a reação que apresenta maior velocidade de conversão de A em B, a diferença entre a energia de ativação do complexo ativado e a entalpia do produto deve valer:

- a) 5 kJ. d) 80 kJ.
b) 45 kJ. e) 105 kJ.
c) 65 kJ.

Solução

A reação de maior velocidade apresenta a menor energia de ativação (25 kJ/mol): reação III.

Representando graficamente a reação III, temos:



Logo, a diferença entre a energia de ativação e a entalpia do produto (B) é igual a:

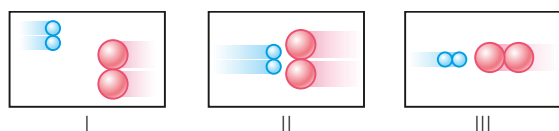
$$(x + 25) - (x + 20) = 5 \text{ kJ}$$

Fundamentando seus conhecimentos

1. Considere a seguinte reação, entre hidrogênio e iodo:

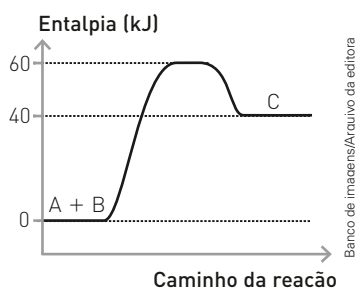


As figuras seguintes representam possíveis colisões entre os reagentes:



Indique qual(is) dessa(s) figura(s) representa(m) uma geometria apropriada para que a reação ocorra.

O diagrama representa uma reação: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$



Observando o diagrama, responda às questões 2 a 6.

2. Dê o valor da entalpia dos reagentes.

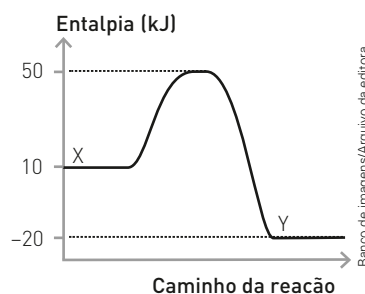
3. Dê o valor da entalpia dos produtos.

4. Determine o ΔH da reação.

5. A reação é endotérmica ou exotérmica?

6. Dê o valor da energia de ativação da reação.

O diagrama representa as reações: $\text{X} \xrightleftharpoons[\text{inversa}]{\text{direta}} \text{Y}$.



Responda às questões 7 a 12.

A respeito da **reação direta**:

7. A reação é exotérmica ou endotérmica?

8. Calcule o ΔH da reação.

9. Indique o valor da energia de ativação.

A respeito da **reação inversa**:

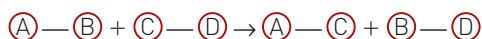
10. A reação é exotérmica ou endotérmica?

11. Calcule o ΔH da reação.

12. Indique o valor da energia de ativação.

Desenvolvendo seus conhecimentos

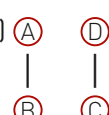
1. (Unifor-CE) Para que a reação representada por



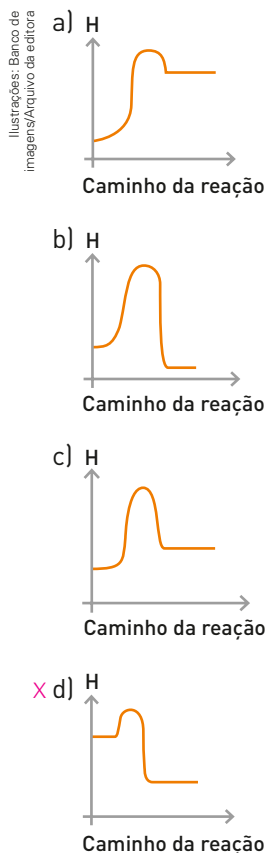
possa ocorrer:

- as moléculas AB devem colidir com as moléculas CD;
- as moléculas que colidem devem possuir um mínimo de energia necessária à reação;
- as colisões moleculares efetivas devem ocorrer com moléculas convenientemente orientadas.

Dentre as orientações a seguir, no momento da colisão, a que deve favorecer a reação em questão é:

- x a) 
- b) 
- c) 
- d) 
- e) 

2. Qual dos diagramas representa a reação que ocorre mais facilmente?



3. (UFMG) Um palito de fósforo não se acende, espontaneamente, enquanto está guardado. Porém, basta um ligeiro atrito com uma superfície áspera para que ele, imediatamente, entre em combustão, com emissão de luz e calor.



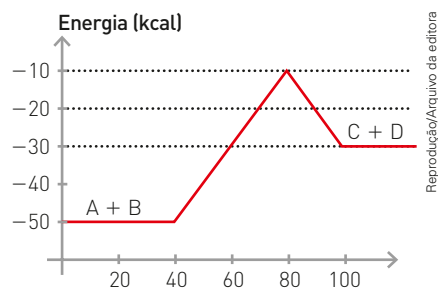
Tiago M Nunes/Shutterstock

Considerando-se essas observações, é correto afirmar que a reação:

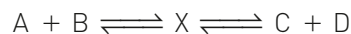
- a) é endotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
- b) é endotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.

- c) é exotérmica e tem energia de ativação maior que a energia fornecida pelo atrito.
- x d) é exotérmica e tem energia de ativação menor que a energia fornecida pelo atrito.

4. (UFPE) O gráfico a seguir indica na abscissa o andamento de uma reação química desde os reagentes (A + B) até os produtos (C + D) e na ordenada as energias envolvidas na reação. Qual o valor da energia de ativação da reação

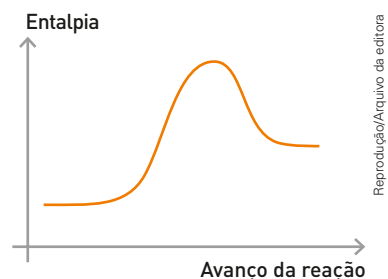


5. (Ufal) Para a reação química representada por:



X = complexo ativado

foi obtida a curva da entalpia em função do caminho da reação (coordenada da reação ou avanço).



Copie e complete esse diagrama parcial indicando:

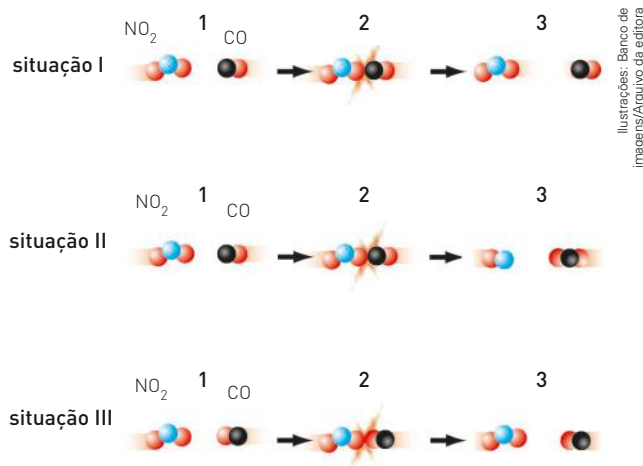
- a) posição de reagentes, produtos e complexo ativado;
- b) energia de ativação, E_a ;
- c) energia liberada ou absorvida na reação, ΔH .

6. (PUC-MG) Considere que a energia de ativação de uma reação é 80 kJ e que a energia de ativação da sua reação inversa é 120 kJ. É correto afirmar que a variação de entalpia dessa reação é, em kJ:

- a) +40.
- b) +200.
- x c) -40.
- d) -200.

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFRGS-RS) As figuras abaixo representam as colisões entre as moléculas reagentes de uma mesma reação em três situações.



Pode-se afirmar que:

- a) na situação I, as moléculas reagentes apresentam energia maior que a energia de ativação, mas a geometria da colisão não favorece a formação dos produtos.
- ☒ b) na situação II, ocorreu uma colisão com geometria favorável e energia suficiente para formar os produtos.
- c) na situação III, as moléculas reagentes foram completamente transformadas em produtos.
- d) nas situações I e III, ocorreram reações químicas, pois as colisões foram eficazes.
- e) nas situações I, II e III, ocorreu a formação do complexo ativado, produzindo novas substâncias.

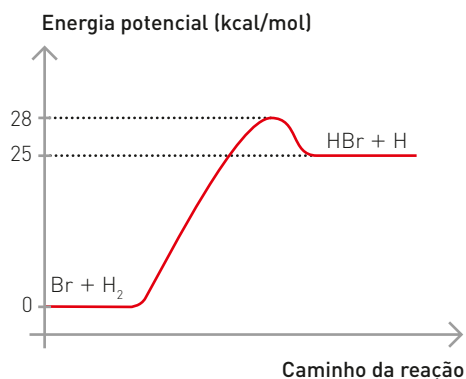
2. (PUC-RS) A velocidade de uma reação química depende:

- I. do número de colisões intermoleculares por unidade de tempo;
- II. da energia cinética das moléculas que colidem entre si;
- III. da orientação das moléculas na colisão, isto é, da geometria da colisão.

Está(ão) correta(s) a(s) alternativa(s):

- ☒ a) I, II e III.
- b) somente III.
- c) somente II.
- d) somente I e II.
- e) somente I.

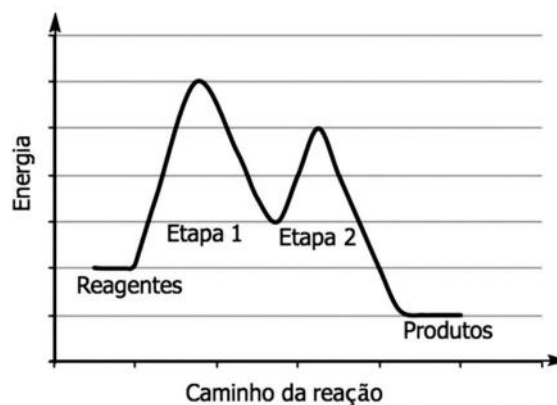
3. (UFBA) Considere o diagrama a seguir para a seguinte reação: $\text{Br} + \text{H}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{H}$.



A entalpia da reação e a energia de ativação representadas são, respectivamente:

- a) 3 kcal/mol e 28 kcal/mol.
- b) 28 kcal/mol e 25 kcal/mol.
- c) 28 kcal/mol e 3 kcal/mol.
- ☒ d) 25 kcal/mol e 28 kcal/mol.
- e) 25 kcal/mol e 3 kcal/mol.

4. (UFRGS-RS) Para a obtenção de um determinado produto, realiza-se uma reação em 2 etapas. O caminho dessa reação é representado no diagrama abaixo.



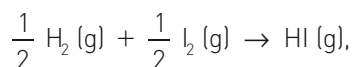
Considere as afirmações a seguir, sobre essa reação.

- I. A etapa determinante da velocidade da reação é a etapa 2.
- II. A reação é exotérmica.
- III. A energia de ativação da etapa 1 é maior que a energia de ativação da etapa 2.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- ☒ d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

5. (PUC-MG) Considere a reação

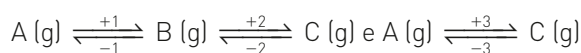


que possui uma energia de ativação de 170 kJ e uma variação de entalpia $\Delta H = +30$ kJ.

A energia de ativação de decomposição do iodeto de hidrogênio é:

- a) 30 kJ.
- b) 110 kJ.
- x c) 140 kJ.
- d) 170 kJ.

6. (ITA-SP) Considere as reações representadas pelas equações químicas abaixo:



O índice positivo refere-se ao sentido da reação da esquerda para a direita, e o negativo, ao da direita para a esquerda. Sendo E_a a energia de ativação e ΔH a variação de entalpia, são feitas as seguintes afirmações, todas relativas às condições padrão:

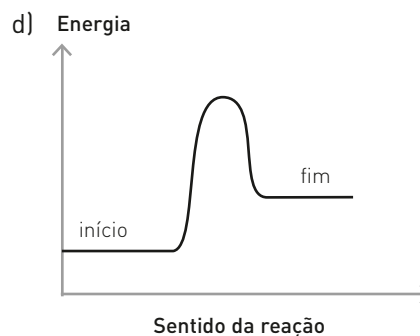
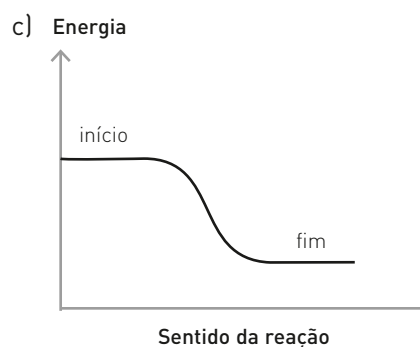
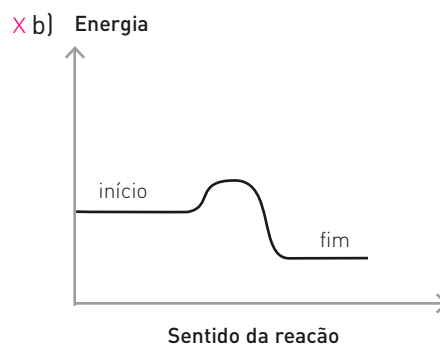
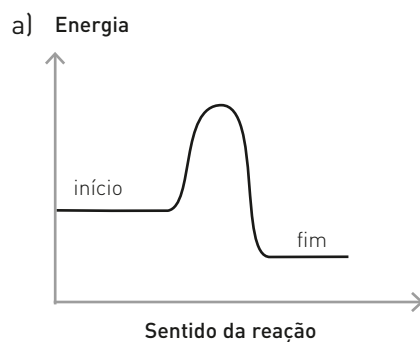
- I. $\Delta H_{+3} = \Delta H_{+1} + \Delta H_{+2}$
- II. $\Delta H_{+1} = -\Delta H_{-1}$
- III. $E_{a+3} = E_{a+1} + E_{a+2}$
- IV. $E_{a+3} = -E_{a-3}$

Das afirmações acima está(ão) correta(s):

- x a) apenas I e II.
- b) apenas I e III.
- c) apenas II e IV.
- d) apenas III.
- e) apenas IV.

7. (Uerj) É proibido, por lei, o transporte de materiais explosivos e/ou corrosivos em veículos coletivos. Na Tijuca, bairro da Zona Norte do município do Rio de Janeiro, um sério acidente causou vítimas fatais quando uma caixa contendo explosivos foi arrastada pelo piso de um ônibus. A energia resultante do atrito iniciou uma reação de grande velocidade, que liberou calor e promoveu reações em cadeia nos explosivos, provocando incêndio e liberando muitos gases tóxicos.

Dentre os gráficos a seguir, aquele que melhor representa o fenômeno ocorrido com a caixa de explosivos no interior do coletivo é:



Ilustrações: Reprodução/Arquivo da editora

Fatores que influem na rapidez das reações

As situações apresentadas mostram dois fatores que influem na rapidez de uma reação química: a superfície de contato e a temperatura. Além desses, a utilização de catalisadores e a concentração dos reagentes são outros fatores que influenciam na rapidez das reações químicas.

A seguir, estudaremos cada um desses fatores.

// Alimentos sólidos devem ser mastigados várias vezes antes de ser ingeridos. A recomendação não é por acaso: ao triturar os alimentos na boca, aumentamos sua superfície de contato, o que torna a digestão mais rápida. Durante a digestão, íons H^+ são retirados do sangue para a produção de HCl . Essa retirada provoca o que se denomina **alcalose pós-prandial**, ou seja, um estado de sonolência após as refeições. Essa alcalose será mais intensa se os alimentos forem ingeridos em pedaços maiores, aumentando o tempo de digestão e a quantidade de íons H^+ retirados do sangue.



John Rowley/Iconica / Getty Images

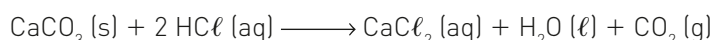


Thinkstock/Getty Images

// As contusões de atletas frequentemente são tratadas com a aplicação imediata de gelo sobre o local atingido. As reações que causam inflamações ocorrem mais lentamente em temperaturas menores, causando, portanto, menos danos aos tecidos. Após um ou mais dias, costuma-se aplicar compressas quentes nas áreas afetadas, o que favorece a dispersão dos fluidos acumulados no edema.

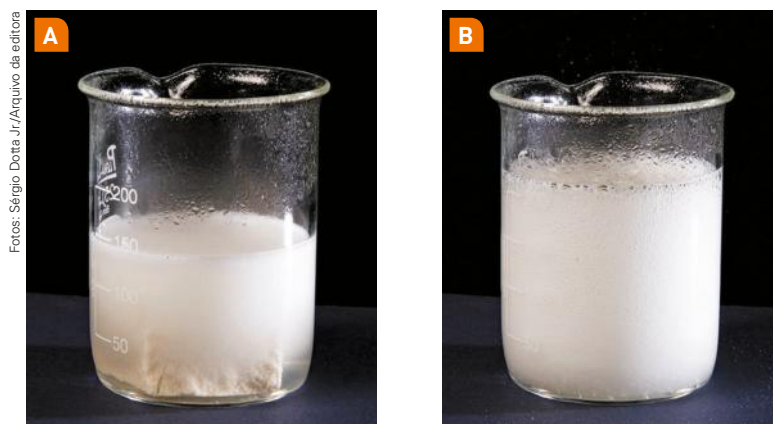
Superfície de contato

Para investigar o efeito da superfície de contato na velocidade, vamos considerar a reação a seguir.



Observe os dois recipientes das imagens a seguir. Ambos contêm $CaCO_3$ (mármore), mas em situações diferentes: em pedaço (imagem **A**) e em pó (imagem **B**). Apesar de os dois recipientes conterem a mesma massa de $CaCO_3 (s)$, o mesmo volume de $HCl (aq)$, de igual concentração, e estarem na mesma temperatura, a efervescência

no recipiente contendo mármore em pó (B) foi mais intensa, indicando que a velocidade da reação também foi maior.



// Podemos observar como o mármore em pedaço (A) reagiu em velocidade menor que o mármore em pó (B).

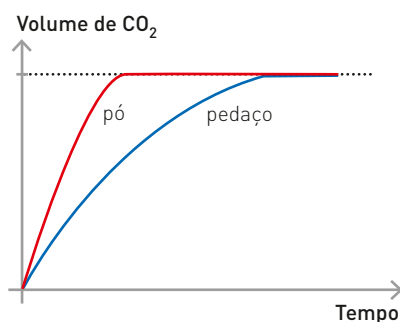
Esse comportamento é observado porque as colisões entre as partículas dos reagentes acontecem sempre na superfície do sólido.

Quanto mais fragmentado o sólido, maior a quantidade de reagentes em contato, maior o número de colisões e maior a rapidez da reação.

Assim, podemos concluir que:

Quanto maior a superfície de contato dos reagentes, maior a **rapidez** da reação.

O aumento da superfície aumentou a velocidade da reação, mas **não alterou a quantidade do produto formado**. Portanto, o volume de CO_2 produzido será o mesmo ao final das duas reações, o que é representado pelo gráfico ao lado.



Temperatura

Muitos acontecimentos cotidianos podem servir para demonstrar a relação entre a mudança na rapidez das reações e a mudança de temperatura.



// Um alimento cozinha mais rapidamente em uma panela de pressão, porque nela a água ferve a uma temperatura maior.



// Para melhor conservação, os alimentos são guardados em refrigeradores ou freezers, que mantêm temperaturas menores que a do ambiente, diminuindo a rapidez das reações responsáveis pela decomposição.



Kari Greer/ US Forest Services /Corbis /Latinstock

Em uma queimada ocorre uma “concentração de calor” que provoca aumento na velocidade da reação de combustão, favorecendo a queima. É isso que torna os incêndios, especialmente os florestais, tão devastadores. O primeiro cientista a relacionar variação de temperatura e velocidade das reações foi Jacobus van't Hoff (1852-1911), no final do século XIX.

Um aumento da temperatura provoca um aumento da energia cinética média das moléculas. Como as moléculas se movimentam mais rapidamente, elas colidem com maior frequência e com maior energia, o que provoca um aumento na rapidez da reação química.

Um aumento na temperatura provoca um aumento na rapidez da reação química.

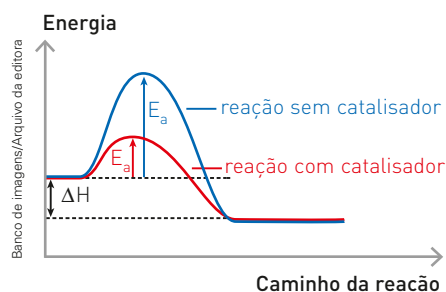
Catalisadores

Nosso sistema digestório converte os nutrientes (proteínas, carboidratos e gorduras) em substâncias que podem ser absorvidas e aproveitadas pelas células. Essas transformações ocorreriam com uma velocidade muito menor se não existissem, em nosso organismo, substâncias capazes de acelerar o metabolismo, ou seja, as reações do organismo, sem serem consumidas nessas reações. Essas substâncias são um tipo de proteína altamente específica, denominada **enzima**, e constituem os **catalisadores biológicos** ou **biocatalisadores**.

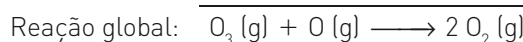
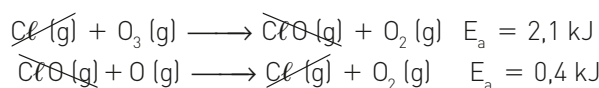
Catalisador: substância capaz de acelerar uma reação sem ser consumida durante sua ocorrência.

Os catalisadores criam um caminho de reação alternativo, que exige menor energia de ativação, possibilitando que a reação se processe de maneira mais rápida.

O primeiro cientista a explicar a ação de um catalisador foi Svante Arrhenius (1859-1927), em 1889. Ele constatou que o catalisador se combina com o reagente, originando um composto intermediário que, por sua vez, se transforma, originando o produto e se regenerando em seguida.



Um exemplo do abaixamento da energia de ativação por catalisador é o que ocorre com o ozônio (O_3) na estratosfera, na presença de átomos de cloro. Os átomos de cloro provenientes do clorofluorcarbono (CFC), conhecidos por fréon, catalisam a decomposição do O_3 , segundo as equações:



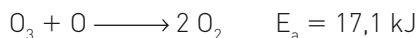
Roy Morsch/Easypix Brasil



Uma amostra de açúcar exposta ao oxigênio do ar pode demorar séculos para reagir. Entretanto, em nosso organismo, o açúcar é consumido em poucos segundos quando entra em contato com o oxigênio. Isso se deve à presença de enzimas que agem sobre as moléculas do açúcar e criam estruturas que reagem mais facilmente com o oxigênio; ou seja, nesse novo processo, a energia de ativação é menor.

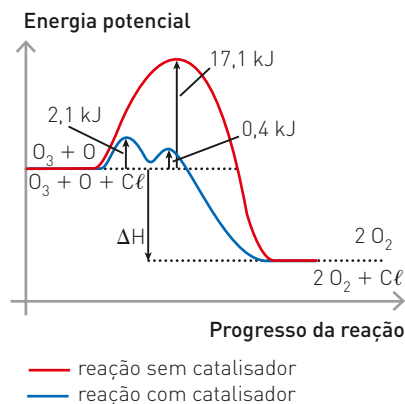
O gráfico ao lado mostra os caminhos da reação na presença e na ausência de catalisador.

Podemos notar que as energias de ativação correspondentes às duas etapas da reação catalisada (2,1 kJ e 0,4 kJ) são bem menores do que a energia de ativação da reação não catalisada:



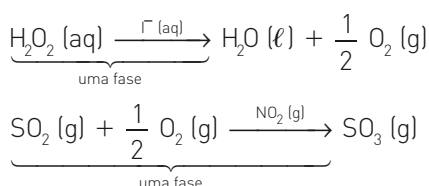
Pelo gráfico também podemos deduzir que a segunda etapa da reação catalisada é mais rápida do que a primeira, pois apresenta menor energia de ativação (0,4 kJ < 2,1 kJ).

As reações que ocorrem na presença de catalisadores são denominadas **catálises** e podem ser de dois tipos: homogênea e heterogênea.



Catálise homogênea

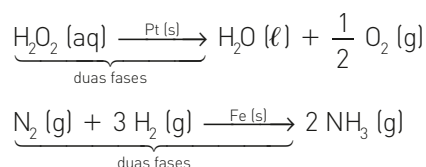
Nesse tipo de reação, os reagentes e o catalisador formam um sistema monofásico ou homogêneo. Veja os exemplos:



/// A adição de uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI) a uma solução aquosa de H_2O_2 origina um sistema homogêneo. Nesse processo, o iodeto atua como catalisador.

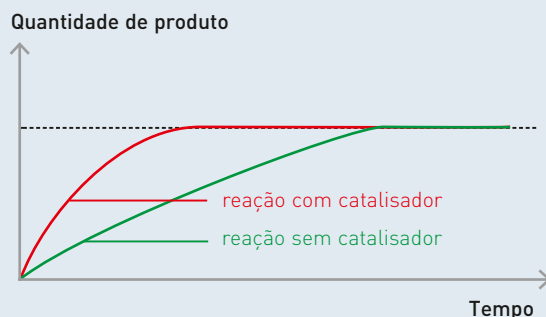
Catálise heterogênea

Nesse tipo de reação, os reagentes e o catalisador formam um sistema com mais de uma fase. Veja os exemplos:



/// Um pedaço de platina em contato com uma solução de H_2O_2 forma um sistema heterogêneo. Nesse processo, a platina atua como catalisador.

- Um catalisador acelera a reação, mas não aumenta seu rendimento, ou seja, é produzida a mesma quantidade de produto do que na reação sem catalisador, mas em um intervalo de tempo menor.
- O catalisador não altera o ΔH da reação.
- Um catalisador acelera tanto a reação direta quanto a inversa, pois diminui a energia de ativação de ambas.



Concentração de reagentes

Em um pedaço de carvão em brasa, as moléculas presentes no ar colidem com o carvão. No entanto, apenas 20% das moléculas presentes no ar são de O_2 (g); sendo assim, as demais moléculas também colidem com o carvão, mas não participam da reação. Nessa situação, o carvão queima lentamente.

Se colocarmos esse carvão em brasa em um frasco contendo gás oxigênio puro, ele se inflamará. Isso se deve ao fato de que, nesse caso, todas as moléculas que se chocam com o carvão são de O_2 (g), o que permite concluir que o aumento da concentração de oxigênio, que passou de 20% para 100%, provocou um aumento na velocidade da reação.



// Queima de carvão em concentração de O_2 a 20%.

Thinkstock/Getty Images



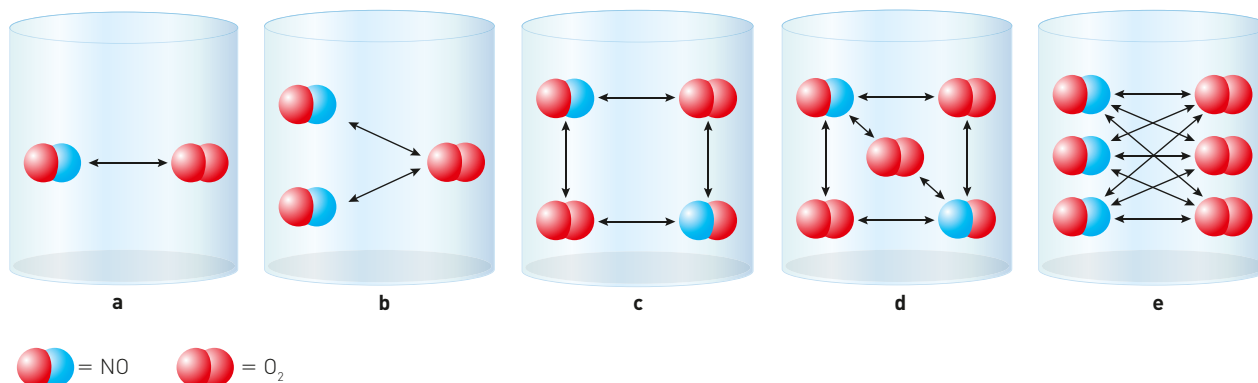
Thales Trigo/Arquivo da editora

// Queima de carvão em concentração de O_2 a 100%.

 AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

 CORES FANTASIA

A partir desse fato, podemos concluir que a velocidade de uma reação depende também da concentração dos reagentes, pois ela está relacionada com o número de choques entre as moléculas. Vamos aplicar esse conceito na reação entre NO (g) e O_2 (g).



Luiz Fernando Rubio/Arquivo da editora

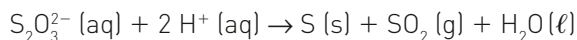
Fonte: GILBERT, Thomas R. et al. *Chemistry: the science in context*. 2. ed. New York: WW Norton, 2009. p. 685.

As ilustrações mostram como o aumento das concentrações de NO (g) e O_2 (g) aumentam o número de choques (indicados pelas setas $\leftrightarrow$), o que acarreta aumento na rapidez da reação.

Exercícios resolvidos

Texto e tabelas para as questões 1 e 2.

A reação de decomposição do ânion tiossulfato ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$), em soluções contendo ácido clorídrico (HCl), ocorre segundo a seguinte equação:



Para estudar a velocidade da formação do enxofre (sólido amarelo), a partir da decomposição do ânion tiossulfato [$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$], um aluno adicionou a mesma quantidade de solução de HCl em vários tubos de ensaio. Adicionou, em seguida, a cada tubo, diferentes volumes de solução de tiossulfato de sódio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Completou o volume até 10 mL com água e cronometrou o tempo necessário para que se formasse uma mesma quantidade de enxofre em cada experimento (tabela 1). Também foram feitos experimentos para investigar o efeito da temperatura na velocidade da reação e, nesse caso, o aluno adicionou a cada um dos tubos de ensaio 2 mL de solução de HCl , 5 mL de solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ e 3 mL de água, a dadas temperaturas, conforme mostra a tabela 2.

Tabela 1

Volume de solução de HCl (mL)	Volume de solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (mL)	Volume de água (mL)	Tempo (s)
2	1	7	410
2	2	6	355
2	3	5	241
2	4	4	115
2	5	3	61

Tabela 2

Volume de solução de HCl (mL)	Volume de solução de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (mL)	Volume de água (mL)	Temperatura ($^{\circ}\text{C}$)	Tempo (s)
2	5	3	5	152
2	5	3	10	130
2	5	3	20	90
2	5	3	30	59
2	5	3	45	35

1. (Pasusp) A primeira série de experimentos, cujos dados são mostrados na tabela 1, permite concluir que:

- a velocidade da reação não depende da quantidade de tiossulfato adicionado.
- a velocidade de formação de enxofre depende da concentração de ácido clorídrico.
- a quantidade de enxofre formada depende da concentração de tiossulfato.
- a formação de enxofre somente ocorre na presença de ácido (HCl).
- o enxofre aparece mais rapidamente em soluções contendo mais tiossulfato.

Solução

Pela análise da tabela 1 e de acordo com o texto da questão, nota-se que, quanto maior é o volume da solução de tiossulfato de sódio usado, menor é o tempo para que seja formada a mesma quantidade de enxofre. Ou seja, o enxofre aparece mais rapidamente em soluções contendo mais tiossulfato.

Resposta: alternativa e.

2. (Pasusp) Analisando-se a influência da temperatura na velocidade de formação do enxofre (tabela 2), pode-se concluir que a primeira série de experimentos (representada pela tabela 1) foi realizada em temperatura mais próxima a:

- 5°C .
- 10°C .
- 20°C .
- 30°C .
- 45°C .

Solução

Na tabela 2, mantiveram-se constantes as quantidades de HCl (2 mL), $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (5 mL) e água (3 mL), variando a temperatura.

Na tabela 1, a 5ª linha apresenta as mesmas quantidades dessas substâncias, sendo que a reação demorou 61 s.

Voltando à tabela 2, a reação que ocorreu no espaço de tempo mais próximo de 61 s foi realizada em temperatura de 30°C (4ª linha da tabela 2).

Isso sugere que a 1ª série de experimentos foi realizada em temperatura próxima de 30°C .

Resposta: alternativa d.

3. (ITA-SP) A equação química hipotética $A \rightarrow D$ ocorre por um mecanismo que envolve as três reações unimoleculares abaixo (I, II e III). Nessas reações, ΔH representa as variações de entalpia, e E_{al} , as energias de ativação.

I. $A \rightarrow B$; rápida, ΔH_I , E_{al}

II. $B \rightarrow C$; lenta, ΔH_{II} , E_{all}

III. $C \rightarrow D$; rápida, ΔH_{III} , E_{alll}

Trace a curva referente à energia potencial em função do caminho da reação $A \rightarrow D$, admitindo que a reação global $A \rightarrow D$ seja exotérmica e considerando que: $\Delta H_{II} > \Delta H_I > 0$; $E_{al} > E_{alll}$.

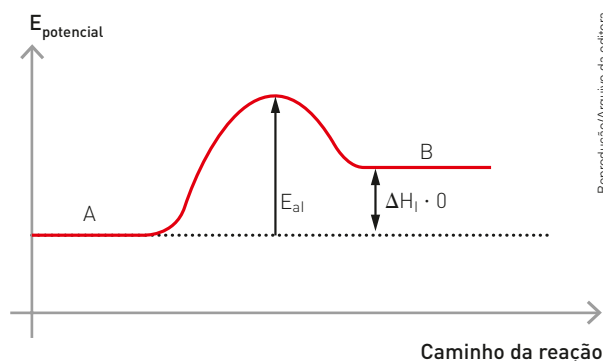
Solução

Vamos montar o gráfico de acordo com as etapas indicadas.

I. $A \rightarrow B$

rápida $\Rightarrow$ pequena energia de ativação (E_{al})

$\Delta H_I > 0 \Rightarrow$ endotérmica $\Rightarrow H_P > H_R$

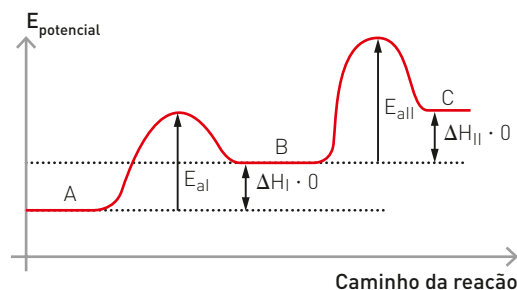


II. $B \rightarrow C$

lenta $\Rightarrow$ elevada energia de ativação (E_{all})

$\Delta H_{II} > 0 \Rightarrow$ endotérmica $\Rightarrow H_P > H_R$

$\Delta H_{II} > \Delta H_I$

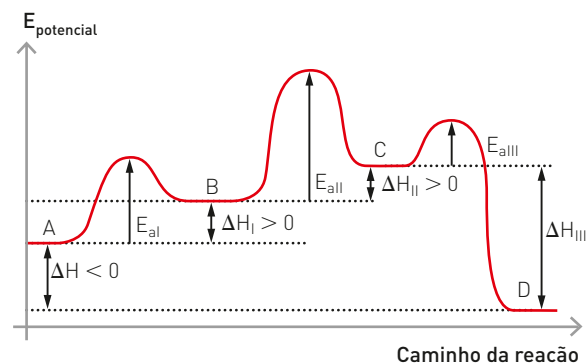


III. $C \rightarrow D$

rápida $\Rightarrow$ pequena energia de ativação (E_{alll})

$E_{alll} < E_{al}$

Como as etapas I e II são endotérmicas e a reação global é exotérmica, a etapa III ($C \rightarrow D$) deve ser exotérmica, de tal maneira que $|\Delta H_{III}| > |\Delta H_I| + |\Delta H_{II}|$.



Fundamentando seus conhecimentos

Leia os dados a seguir e responda às questões

1 a 3.

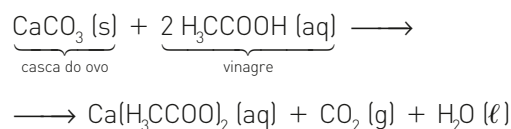
Nos experimentos representados a seguir, utiliza-se uma mesma massa de casca de ovo e de vinagre:

Experimento 1 — meia casca de ovo (1,0 g);

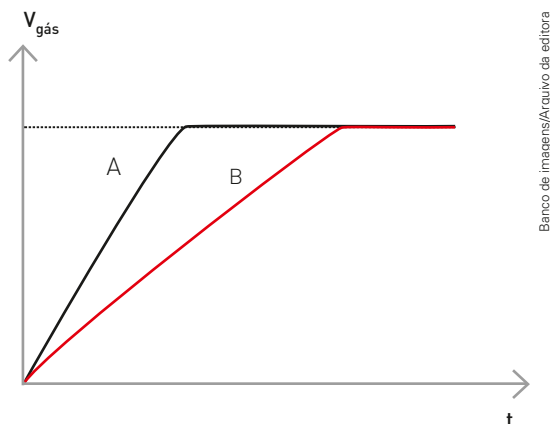
Experimento 2 — meia casca de ovo triturada (1,0 g).



Sabe-se que ocorre a reação:

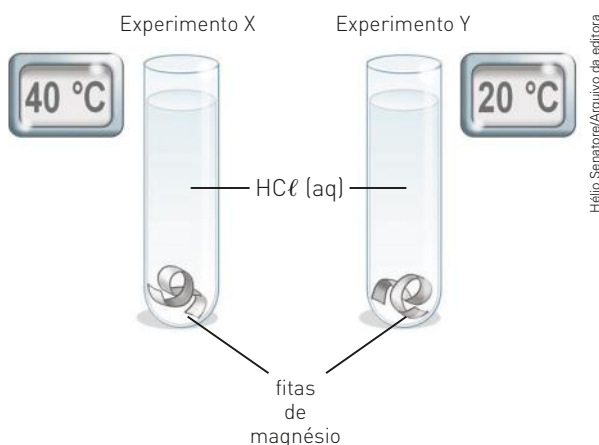


1. Por que ocorre maior efervescência no experimento 2?
2. Admitindo-se que em ambos os experimentos a casca de ovo foi totalmente consumida, indique em qual experimento se obteve o maior volume de gás. Justifique sua resposta.
3. Associe as curvas representadas no gráfico abaixo com os dois experimentos apresentados.

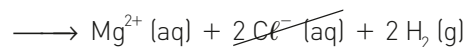
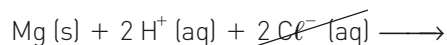
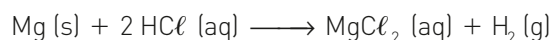


Com base nas informações abaixo, responda às questões **4 a 9**.

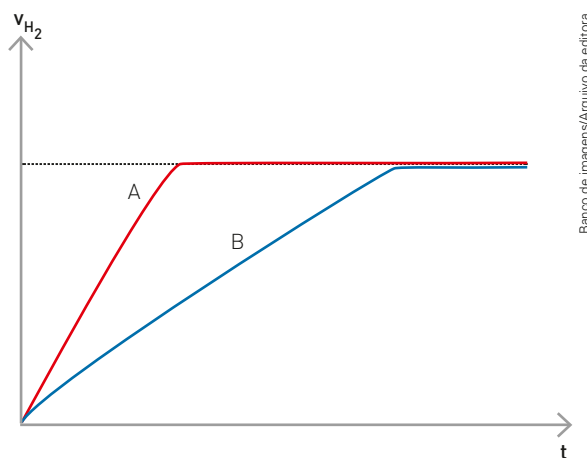
Foram feitos dois experimentos, X e Y, utilizando-se fitas de magnésio (1,0 g) e solução aquosa de ácido clorídrico (0,1 mol/L), nos quais foram variadas as temperaturas. Em ambos os experimentos, o magnésio foi totalmente consumido.



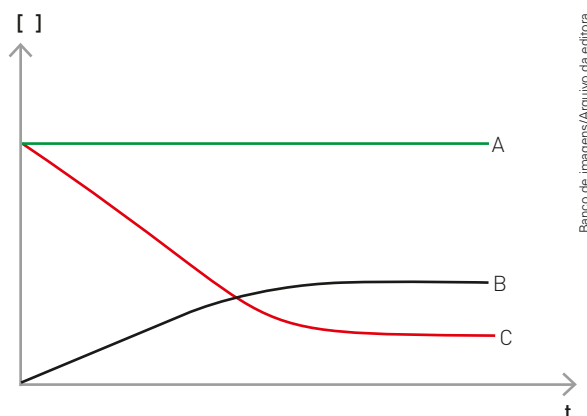
A reação pode ser representada pelas equações:



4. Em qual dos experimentos é possível observar efervescência? Justifique sua resposta.
5. Em qual dos experimentos ocorre maior efervescência?
6. Se um experimento apresenta maior efervescência que o outro, isso significa que, ao final, a quantidade de gás produzida no primeiro experimento é maior do que a produzida no segundo? Justifique sua resposta.
7. Em qual experimento a rapidez da reação foi maior? Justifique sua resposta.
8. Associe as curvas do gráfico a seguir com os dois experimentos.



9. Com base nas equações apresentadas, associe as curvas com as espécies H^+ , Cl^- e Mg^{2+} :



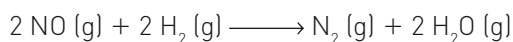
Com base nas informações a seguir, responda às questões **10 a 13**.

Foram realizados três experimentos com o uso de três soluções aquosas de ácido clorídrico (0,05 mol/L, 0,1 mol/L e 0,2 mol/L), mergulhando

nelas lâminas de zinco de, aproximadamente, 20 g cada uma, à mesma temperatura. Em todos esses experimentos o zinco não foi totalmente consumido.



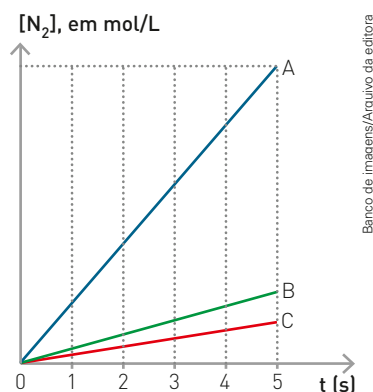
10. Equacione a reação que ocorreu.
11. Para recolher um mesmo volume de gás, as reações ocorreram em tempos diferentes. Associe os seguintes tempos com as concentrações do ácido utilizadas: 20 s, 30 s e 60 s.
12. Ao final dos experimentos, em qual deles foi produzido maior volume de gás?
13. Em qual deles a massa de zinco restante foi maior?
14. No estudo da reação abaixo, foram feitos três experimentos a 25 °C.



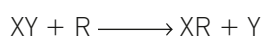
O quadro a seguir mostra as concentrações iniciais de NO e H₂ (em mol/L):

	[NO], em mol/L	[H ₂], em mol/L
Experimento I	1	1
Experimento II	2	1
Experimento III	1	0,5

Com os resultados, foi construído o diagrama abaixo. Associe as retas A, B e C com os experimentos I, II e III.

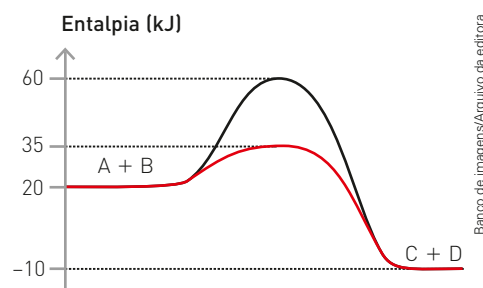


15. Observe as equações a seguir.



Entre as substâncias mencionadas, qual é o catalisador?

Com base no diagrama a seguir e considerando a reação direta $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C} + \text{D}$, responda às questões 16 a 19.



16. Essa reação é endotérmica ou exotérmica?
17. Determine o valor da energia de ativação dessa reação sem catalisador.
18. Determine o valor da energia de ativação dessa reação com catalisador.
19. Qual é o ΔH da reação?
- Agora considere a reação inversa $\text{C} + \text{D} \longrightarrow \text{A} + \text{B}$ e responda às questões 20 a 23.
20. Essa reação é endotérmica ou exotérmica?
21. Determine o valor da energia de ativação dessa reação sem catalisador.
22. Determine o valor da energia de ativação dessa reação com catalisador.
23. Qual é o ΔH da reação?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Uerj) A sabedoria popular indica que, para acender uma lareira, devemos utilizar inicialmente lascas de lenha e só depois colocarmos as toras. Em condições reacionais idênticas e utilizando massas iguais de madeira em lascas e em toras, verifica-se que madeira em lascas queima com mais velocidade.

O fator determinante, para essa maior velocidade de reação, é o aumento da:

- a) pressão.
- b) temperatura.
- c) concentração.

☒ d) superfície de contato.

2. (IFSP) Colocamos um pedaço de palha de aço em cima de uma pia e a seu lado um prego de mesma massa. Notamos que a palha de aço enferruja com relativa rapidez enquanto que o prego, nas mesmas condições, enferrujará mais lentamente. Os dois materiais têm praticamente a mesma composição, mas enferrujam com velocidades diferentes. Isso ocorre devido a um fator que influencia na velocidade dessa reação, que é:

- a) temperatura.
- b) concentração dos reagentes.
- c) pressão no sistema.

☒ d) superfície de contato.

e) presença de catalisadores.

3. (UFRJ)

O Grito de Satanás nas Melancias in “Zé Limeira, Poeta do Absurdo”, Orlando Tejo

“Possantes candeeiros a carbureto iluminam a sala espaçosa pintada a óleo, refletindo a luz forte nas lentes escuras que protegem os grandes olhos firmes do poeta, sob as grossas pestanas negras.”

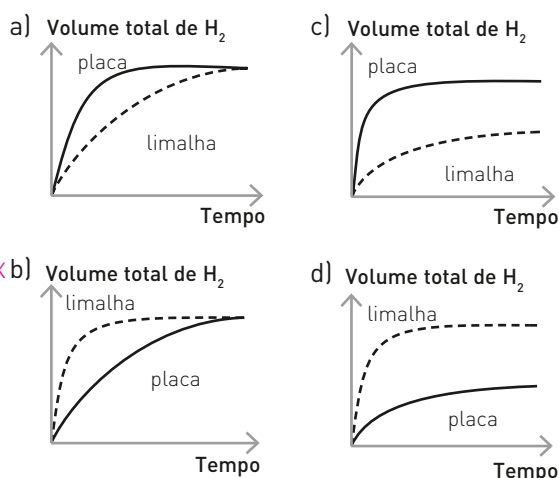
Em duas lanternas idênticas, carregadas com a mesma massa de carbureto, goteja-se água, na mesma vazão, sobre o carbureto. Na lanterna I, o carbureto encontra-se na forma de pedras e, na lanterna II, finamente granulado.

- a) Indique qual das lanternas apresentará a chama mais intensa.
- b) Indique qual delas se apagará primeiro. Justifique sua resposta com base em seus conhecimentos de cinética química.

4. (UFMG) Em dois experimentos, massas iguais de ferro reagiram com volumes iguais de uma mesma solução aquosa de ácido clorídrico, à mesma temperatura. Num dos experimentos, usou-se uma placa de ferro; no outro, a mesma massa de ferro, na forma de limalha.

Nos dois casos, o volume total de gás hidrogênio produzido foi medido, periodicamente, até que toda a massa de ferro fosse consumida.

Indique a alternativa cujo gráfico melhor representa as curvas do volume total do gás hidrogênio produzido em função do tempo.



Ilustrações: Reprodução/Arquivo de editora

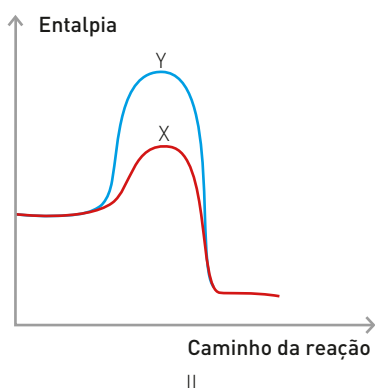
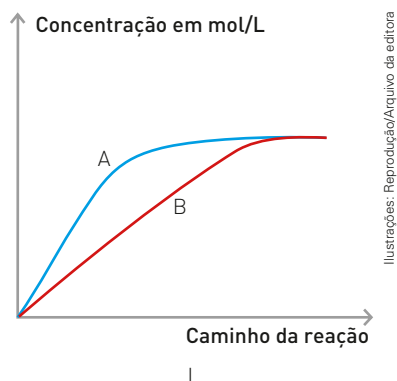
5. (UEL-PR) A conservação de alimentos pode ser feita de diferentes modos: pelo uso de um meio fortemente salgado, capaz de promover a desidratação dos microrganismos, como na carne-seca; pela utilização de conservantes, como o benzoato de sódio, que reduzem a velocidade de oxidação e decomposição; ou pela diminuição da temperatura, reduzindo a velocidade da reação, uma vez que o aumento de 10 °C aproximadamente duplica a velocidade da reação.

Supondo apenas o efeito da temperatura e considerando que, à temperatura ambiente (25 °C), a validade de um alimento seja de 4 dias, sobre a sua durabilidade, quando conservado em geladeira a 5 °C, é correto afirmar:

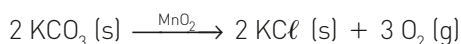
- ☒ a) A velocidade de decomposição seria reduzida em aproximadamente um quarto.
- b) A velocidade de decomposição seria reduzida pela metade.
- c) O alimento teria um prazo de validade indeterminado.

- d) A durabilidade desse alimento é imprevisível.
e) O alimento se deteriorará em uma semana.

Observe os diagramas abaixo e responda às questões 6 a 8.



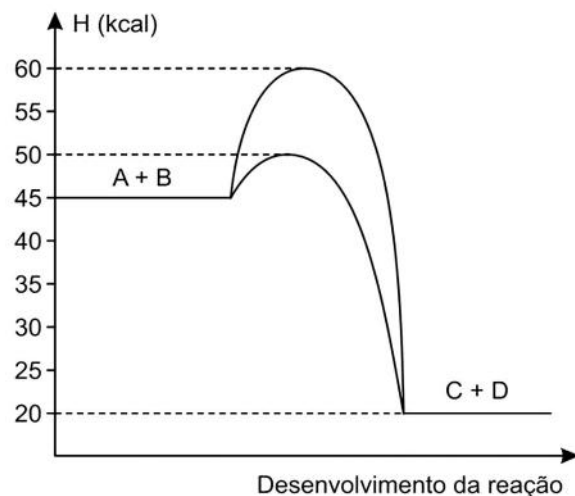
6. Para cada curva no diagrama I há uma correspondente no diagrama II. Quais representam reações catalisadas? Justifique.
7. No diagrama II, qual reação é a mais lenta e qual é a mais rápida: direta sem catalisador, direta com catalisador, inversa sem catalisador ou inversa com catalisador? Justifique.
8. A afirmação “o uso do catalisador aumenta o rendimento da reação” está correta? Justifique.
9. (Unioeste-PR) A ação de um catalisador sobre uma reação química é tão importante para a ciência e para a indústria que existe um ramo de pesquisas que se destina ao estudo de reações que são realizadas com catalisador. Um exemplo de utilização industrial de catalisadores está na produção do oxigênio (O_2) a partir do clorato de potássio ($KClO_3$), utilizando como catalisador o dióxido de manganês (MnO_2).



A respeito dos catalisadores e de suas reações, pode-se afirmar que:

- a) as reações com catalisadores são reações que não podem ser realizadas sem a sua utilização.
b) as reações com catalisadores sempre fornecem maiores rendimentos.
X c) o catalisador faz com que ocorra uma diminuição na energia de ativação, e com isso a reação ocorre mais rapidamente.
d) o catalisador faz com que ocorra um aumento na energia de ativação, e com isso a reação ocorre mais rapidamente.
e) os catalisadores também podem ser chamados de inibidores de produtos indesejados.

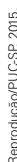
10. (UEPG-PR) Considere a seguinte reação genérica: $A + B \rightarrow C + D$. Abaixo é representado o gráfico de variação da entalpia da reação genérica acima, na ausência e presença do catalisador.



Sobre o gráfico, assinale o que for correto.

- 01) A energia de ativação na ausência do catalisador é 40 kcal.
02) A energia de ativação na presença do catalisador é 30 kcal.
04) A variação entre a energia de ativação na ausência e presença do catalisador é de 10 kcal.
08) A reação é exotérmica.
16) A variação de entalpia da reação é de -25 kcal.
04, 08 e 16
11. (PUC-SP) Considere uma reação genérica em que os reagentes D e G transformam-se no produto J. A cinética dessa reação pode ser estudada a partir do gráfico a seguir que representa a entalpia de reagentes e produtos, bem como das espécies intermediárias formadas durante o processo. No gráfico, estão representados os

Reprodução/PUC-SP 2015.



457

contêm os dois reagentes no estado sólido. As reações foram iniciadas pela adição de iguais quantidades de água aos comprimidos, e suas velocidades foram estimadas observando-se o desprendimento de gás em cada experimento. O quadro a seguir resume as condições em que cada experimento foi realizado.

Experimento	Forma de adição de cada comprimido (2 g)	Temperatura da água (°C)
I	inteiro	40
II	inteiro	20
III	moído	40

Assinale a alternativa que apresenta os experimentos em ordem crescente de velocidade de reação.

- a) I, II, III.
X b) II, I, III.
c) III, I, II.
d) II, III, I.
e) III, I, II.

16. (UEMG) Ácidos fortes, ao entrarem em contato com metais, como o ferro, produzem gás hidrogênio. O quadro a seguir apresenta os resultados de um experimento realizado com uma solução aquosa diluída de ácido clorídrico (HCl) e amostras de ferro.

Sistema	1	2	3
Solução de HCl diluído (mL)	20	20	20
Objeto feitos de ferro	Prego [2 g]	Prego [2 g]	Esponja de aço [2 g]
Temperatura (°C)	20	40	40
Número de bolhas de H ₂ em 30 segundos	4	12	40

Ao analisar os resultados, um estudante fez as seguintes observações:

- I. A reação será mais lenta no sistema 2, pois a temperatura é maior.
- II. A massa de ferro usada é um fator determinante para a variação da velocidade dessa reação.
- III. A superfície de contato possibilita uma maior interação entre reagentes, em 3.

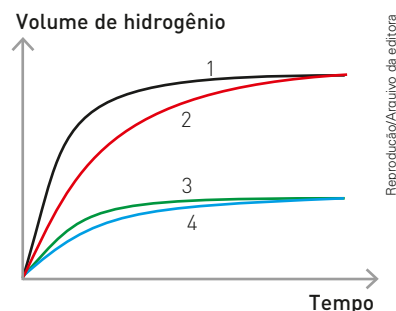
IV. O número de bolhas produzido ao final da reação será o mesmo para os três sistemas. Assinale, abaixo, a alternativa que contém a(s) afirmação(ões) **correta(s)** formulada(s) pelo estudante:

- a) Afirmação I.
b) Afirmações I e II.
c) Afirmações III e IV.
d) Afirmações II e IV.

17. [Fuvest-SP] Foram realizados quatro experimentos. Cada um deles consistiu na adição de solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração 1 mol/L a certa massa de ferro. A 25 °C e 1 atm, mediram-se os volumes de hidrogênio desprendido em função do tempo. No final de cada experimento, sempre sobrou ferro que não reagiu. A tabela mostra o tipo de ferro usado em cada experimento, a temperatura e o volume da solução de ácido sulfúrico usado.

O gráfico mostra os resultados.

Experimento	Material	Temperatura °C	Volume da solução de H ₂ SO ₄ /mL
A	pregos	60	50
B	limalha	60	50
C	limalha	60	80
D	limalha	40	80



As curvas de 1 a 4 correspondem, respectivamente, aos experimentos:

	1	2	3	4
a)	D	C	A	B
b)	D	C	B	A
c)	B	A	C	D
d)	C	D	A	B
x e)	C	D	B	A

Desafiando seus conhecimentos

1. (Uece) Alguns medicamentos são apresentados na forma de comprimidos que, quando ingeridos, dissolvem-se lentamente no líquido presente no tubo digestório, garantindo um efeito prolongado no organismo. Contudo, algumas pessoas, por conta própria, amassam o comprimido antes de tomá-lo.

Esse procedimento é inconveniente, pois reduz o efeito prolongado devido:

- a) à diminuição da superfície de contato do comprimido, provocando redução na velocidade da reação.
- b) à diminuição da superfície de contato, favorecendo a dissolução.
- ☒ c) ao aumento da velocidade da reação em consequência do aumento da superfície de contato do comprimido.
- d) à diminuição da frequência de colisões das partículas do comprimido com as moléculas do líquido presente no tubo digestório.

2. (UFSM-RS) Os sais estão presentes nos *shows* pirotécnicos.

Os fogos de artifício utilizam sais pulverizados de diferentes íons metálicos como, por exemplo, o sódio (cor amarela) e o potássio (cor violeta), misturados com material explosivo, como a pólvora. Quando a pólvora queima, elétrons dos metais presentes sofrem excitação eletrônica, liberando a energia na forma de luz.

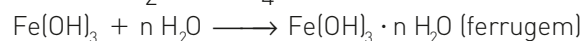
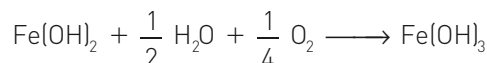
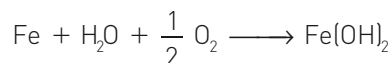
Sobre a cinética da reação, é correto afirmar:

- ☒ a) Quanto maior a superfície de contato entre os reagentes, mais rápida é a reação; assim, quanto mais dividido o reagente sólido, mais a reação será acelerada.
- b) A queima dos fogos de artifício é facilitada pelo uso de sais pulverizados, pois estes diminuem a energia de ativação da reação.
- c) A temperatura gerada na queima de fogos de artifício reduz a frequência dos choques entre as partículas de reagentes, tornando a reação mais rápida.
- d) A reação é mais rápida, pois, ao se utilizar o sal pulverizado, a frequência das colisões é menor, favorecendo, assim, a reação.
- e) A pólvora age como um catalisador, diminuindo a energia de ativação total da reação química.

3. (Udesc) Se um comprimido efervescente que contém ácido cítrico e carbonato de sódio for colocado em um copo com água, e mantiver-se o copo aberto, observa-se a dissolução do comprimido acompanhada pela liberação de um gás. Assinale a alternativa correta sobre esse fenômeno.

- a) A massa do sistema se manterá inalterada durante a dissolução.
- ☒ b) A velocidade de liberação das bolhas aumenta com a elevação da temperatura da água.
- c) Se o comprimido for pulverizado, a velocidade de dissolução será mais lenta.
- d) O gás liberado é o oxigênio molecular.
- e) O fenômeno corresponde a um processo físico.

4. (Enem) Ferramentas de aço podem sofrer corrosão e enferrujar. As etapas químicas que correspondem a esses processos podem ser representadas pelas equações:



Uma forma de tornar mais lento esse processo de corrosão e formação de ferrugem é engraxar as ferramentas. Isso se justifica porque a graxa proporciona:

- a) lubrificação, evitando o contato entre as ferramentas.
- ☒ b) impermeabilização, diminuindo o contato com o ar úmido.
- c) isolamento térmico, protegendo-as do calor ambiente.
- d) galvanização, criando superfícies metálicas imunes.
- e) polimento, evitando ranhuras nas superfícies.

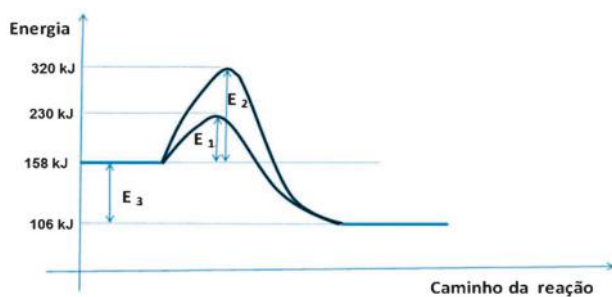
5. (UFJF-MG) As grandes vinícolas do mundo têm uma grande preocupação com a qualidade do fechamento das garrafas de vinho. O vinho pode sofrer alterações, transformando-se em “vinagre” (ácido acético). Esse processo pode acontecer mesmo em garrafas fechadas, mas muito lentamente. Deixando a garrafa aberta, esse processo ocorre rapidamente.

Qual seria o fator responsável pelo aumento da velocidade dessa reação? Explique.

6. (Puccamp-SP) Para mostrar a diferença da rapidez da reação entre ferro e ácido clorídrico, foi utilizado o ferro em limalha e em barra. Pingando dez gotas de ácido clorídrico $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em cada material de ferro, espera-se que a reação seja:

- a) mais rápida no ferro em barra porque a superfície de contato é menor.
- ✗ b) mais rápida no ferro em limalha porque a superfície de contato é maior.
- c) igual, pois a concentração e a quantidade do ácido foram iguais.
- d) mais lenta no ferro em limalha porque a superfície de contato é menor.
- e) mais lenta no ferro em barra porque a superfície de contato é maior.

7. (UPE/SSA) Em uma seleção realizada por uma indústria, para chegarem à etapa final, os candidatos deveriam elaborar quatro afirmativas sobre o gráfico apresentado a seguir e acertar, pelo menos, três delas.



Reprodução/UPE, 2015.

Um dos candidatos construiu as seguintes afirmações:

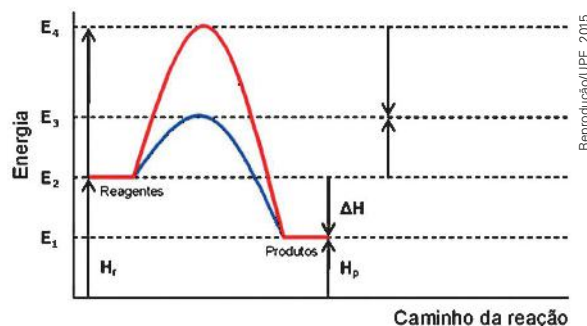
- I. A reação pode ser catalisada, com formação do complexo ativado, quando se atinge a energia de 320 kJ.
- II. O valor da quantidade de energia E_3 determina a variação de entalpia (ΔH) da reação, que é de -52 kJ .
- III. A reação é endotérmica, pois ocorre mediante aumento de energia no sistema.
- IV. A energia denominada no gráfico de E_2 é chamada de energia de ativação, que, para essa reação, é de 182 kJ.

Quanto à passagem para a etapa final da seleção, esse candidato foi:

- a) aprovado, pois acertou as afirmações I, II e IV.
- b) aprovado, pois acertou as afirmações II, III e IV.

- ✗ c) reprovado, pois acertou, apenas, a afirmação II.
- d) reprovado, pois acertou, apenas, as afirmações I e III.
- e) reprovado, pois acertou, apenas, as afirmações II e IV.

8. (UPE) Analise o gráfico a seguir:



Reprodução/UPE, 2015.

Um gráfico desse tipo corresponde à:

- a) reversibilidade da desidratação/hidratação de um álcool.
- b) fusão do gelo produzido com água de coco e com água mineral.
- c) ebulição da água destilada sob condições diferentes de pressão.
- d) fotossíntese realizada com uma maior e uma menor incidência luminosa.
- ✗ e) hidrólise da ureia em amônia e dióxido de carbono, com e sem a ação da enzima urease.

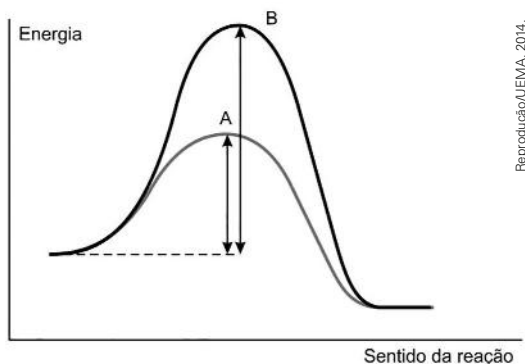
9. (Uema) A Fórmula Indy de automobilismo, realizada em Indianápolis — Estados Unidos, usa o metanol como combustível que, em combustão, possui chama invisível. Por isso são comuns acidentes nos quais os pilotos se queimam sem que o fogo seja visto.

Uma forma de obtenção desse composto pode ser reagir dióxido de carbono gasoso mais gás hidrogênio e utilizar como catalisador o $\text{CrO}-\text{ZnO}$ (sólido branco e granular) numa temperatura na faixa de $320-380^\circ\text{C}$ e pressão de 340 atm.

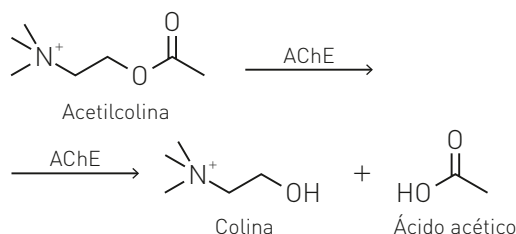
Considerando o exposto, responda aos itens **a** e **b**.

- a) Que tipo de catálise é usado no processo de obtenção do metanol?
Justifique sua resposta.
- b) Identifique no gráfico a seguir a curva que representa a reação que utiliza um catalisador.

Explique sua opção.



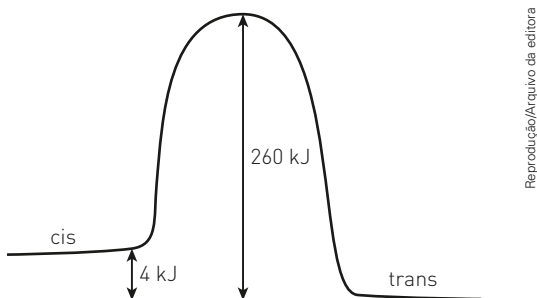
10. (UFPR) A reação de hidrólise da acetilcolina, esquematizada abaixo, é fundamental na transmissão de impulsos nervosos nos seres vivos. A reação é promovida pela enzima acetilcolinesterase (AChE).



Considere as seguintes afirmativas sobre o papel de AChE nessa reação:

- I. AChE é catalisador da reação.
 - II. AChE aumenta a energia de ativação da reação.
 - III. AChE promove caminhos reacionais alternativos.
 - IV. AChE inibe a formação de intermediários.
- Assinale a alternativa correta.
- a) Somente as afirmativas I, II e IV são verdadeiras.
 - b) Somente as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
 - c) Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
 - d) Somente as afirmativas II e IV são verdadeiras.
 - ☒ e) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.

11. (UFRGS-RS) Abaixo, está representado o perfil de energia ao longo do caminho da reação de isomerização do cis-but-2-eno para o trans-but-2-eno.

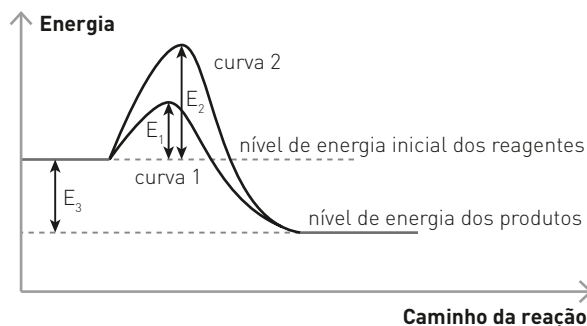


Considere as seguintes afirmações a respeito da velocidade dessa reação.

- I. A barreira de energia de ativação da reação direta é de 256 kJ.
 - II. Como a reação é exotérmica, sua velocidade diminuirá com o aumento da temperatura.
 - III. A presença de catalisador tornará a reação mais exotérmica.
- Quais estão corretas?

- ☒ a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas I e II.
- e) I, II e III.

12. (IME-RJ) O gráfico abaixo ilustra as variações de energia devido a uma reação química conduzida nas mesmas condições iniciais de temperatura, pressão, volume de reator e quantidades de reagentes em dois sistemas diferentes.



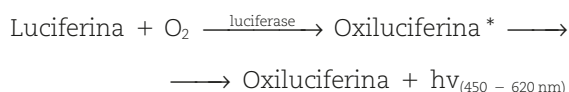
Esses sistemas diferem apenas pela presença de catalisador. Com base no gráfico, é possível afirmar que:

- a) A curva 1 representa a reação catalisada, que ocorre com absorção de calor.
- b) A curva 2 representa a reação catalisada, que ocorre com absorção de calor.
- c) A curva 1 representa a reação catalisada com energia de ativação dada por $E_1 + E_3$.
- d) A curva 2 representa a reação não catalisada, que ocorre com liberação de calor e a sua energia de ativação é dada por $E_2 + E_3$.
- ☒ e) A curva 1 representa a reação catalisada, que ocorre com liberação de calor e a sua energia de ativação é dada por E_1 .

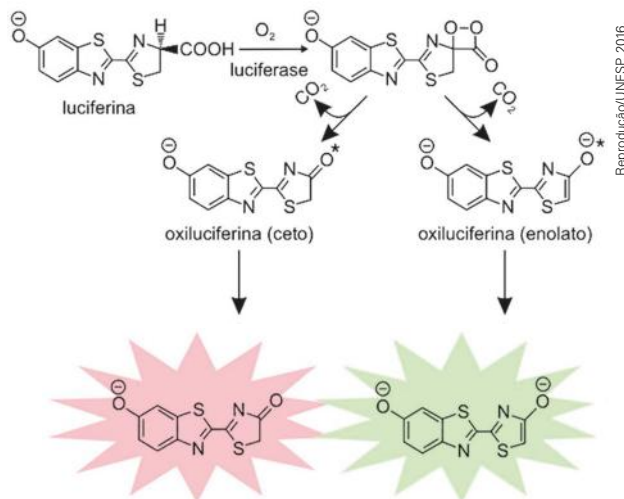
Leia o texto para responder à questão a seguir.

A bioluminescência é o fenômeno de emissão de luz visível por certos organismos vivos, resultante

de uma reação química entre uma substância sintetizada pelo próprio organismo (luciferina) e oxigênio molecular, na presença de uma enzima (luciferase). Como resultado dessa reação bioquímica é gerado um produto em um estado eletronicamente excitado (oxiluciferina*). Este produto, por sua vez, desativa-se por meio da emissão de luz visível, formando o produto no estado normal ou fundamental (oxiluciferina). Ao final, a concentração de luciferase permanece constante.



O esquema ilustra o mecanismo geral da reação de bioluminescência de vagalumes, no qual são formados dois produtos diferentes em estados eletronicamente excitados, responsáveis pela emissão de luz na cor verde ou na cor vermelha.



(Etelvino J. H. Bechara e Vadim R. Viviani. *Revista Virtual de Química*, 2015. Adaptado.)

13. (Vunesp-SP) A partir das informações contidas no texto, é correto afirmar que a enzima luciferase:
- a) aumenta a energia de ativação da reação global de formação da oxiluciferina.
 - b) é um dos produtos da reação.
 - c) é responsável pela emissão de luz.
 - d) é o intermediário da reação, a partir do qual se originam os produtos.
 - x e) atua como catalisador, pois interfere na reação sem ser consumida no processo.

14. (Espcex/Aman)

“Uma amostra de açúcar exposta ao oxigênio do ar pode demorar muito tempo para reagir. Entretanto, em nosso organismo, o açúcar é

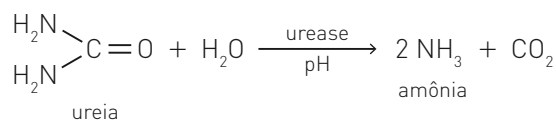
consumido em poucos segundos quando entra em contato com o oxigênio. Tal fato se deve à presença de enzimas que agem sobre as moléculas do açúcar, criando estruturas que reagem mais facilmente com o oxigênio...”

Adaptado de Usberco e Salvador,
Química, vol. 2, Saraiva, SP, pág. 377, 2009.

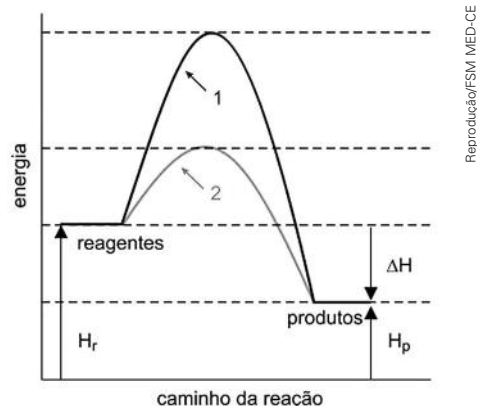
Baseado no texto, a alternativa que justifica corretamente a ação química dessas enzimas é:

- a) As enzimas atuam como inibidoras da reação, por ocasionarem a diminuição da energia de ativação do processo e, consequentemente, acelerarem a reação entre o açúcar e o oxigênio.
- b) As enzimas atuam como inibidoras da reação, por ocasionarem o aumento da energia de ativação do processo e, consequentemente, acelerarem a reação entre o açúcar e o oxigênio.
- c) As enzimas atuam como catalisadores da reação, por ocasionarem o aumento da energia de ativação do processo, fornecendo mais energia para a realização da reação entre o açúcar e o oxigênio.
- x d) As enzimas atuam como catalisadores da reação, por ocasionarem a diminuição da energia de ativação do processo, provendo rotas alternativas de reação menos energéticas, acelerando a reação entre o açúcar e o oxigênio.**
- e) As enzimas atuam como catalisadores da reação, por ocasionarem a diminuição da energia de ativação do processo ao inibirem a ação oxidante do oxigênio, desacelerando a reação entre o açúcar e o oxigênio.

- 15.** (FSM/MED-CE) A urease é uma enzima que, em meio aquoso, catalisa a hidrólise da ureia em amônia e dióxido de carbono e ocorre em algumas sementes, tais como soja, melão, melancia, entre outras. A reação descrita está representada na equação:



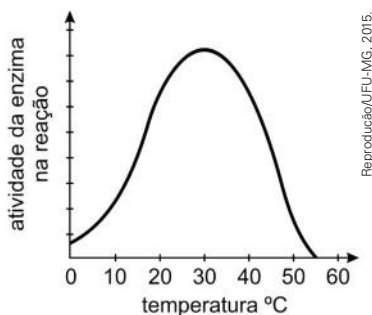
O gráfico representa uma reação química que ocorre na presença e na ausência de um catalisador.



[Química Nova na Escola, nº 28, 2008. Adaptado.]

- Apresente a estrutura de Lewis da molécula de amônia e classifique-a quanto à sua polaridade.
- Qual dos caminhos da reação (1 ou 2), indicados na figura, ocorre na presença de um catalisador? Justifique sua resposta.

16. (UFU-MG) Considere o gráfico da atividade catalítica de uma enzima (proteínas) e o aumento progressivo da temperatura da reação.

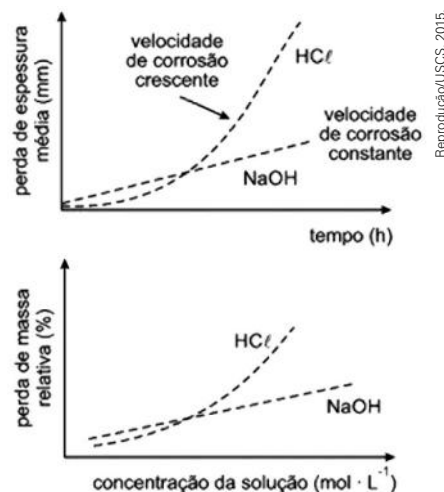


Sobre esta reação, faça o que se pede:

- Indique a função da enzima nas reações bioquímicas.
- Análise o gráfico e explique o que ocorre com a atividade catalítica da enzima e com a velocidade da reação à medida que se aumenta a temperatura.
- Explique o que ocorre com a enzima quando a reação é aquecida continuamente.

17. (USCS/MED-SP) Uma liga de alumínio utilizada para aviação foi analisada para se verificar sua resistência à corrosão e a velocidade com que sofre desgaste, quando submetida a meios ácidos e alcalinos, utilizando-se, respectivamente, soluções de HCl e NaOH . Foram preparados quatro corpos de prova, sendo dois para avaliar a velocidade de corrosão, medida a partir da perda de espessura do corpo de prova, e dois para testar a resistência à corrosão, medida pela perda de massa relativa.

Os resultados obtidos estão representados nos gráficos.



- Qual dos meios, ácido ou básico, é menos agressivo para a liga analisada? Explique, com base em princípios de cinética química, por que a perda de massa relativa varia de forma crescente.

18. (IFSP) Um técnico de laboratório químico precisa preparar algumas soluções aquosas, que são obtidas a partir das pastilhas da substância precursora no estado sólido. A solubilização desta substância consiste em um processo endotérmico. Ele está atrasado e precisa otimizar o tempo ao máximo, a fim de que essas soluções fiquem prontas. Desse modo, assinala a alternativa que apresenta o que o técnico deve fazer para tornar o processo de dissolução mais rápido.

- Ele deve triturar as pastilhas e adicionar um volume de água gelada para solubilizar.
- Ele deve utilizar somente água quente para solubilizar a substância.
- Ele deve utilizar somente água gelada para solubilizar a substância.
- ☒ Ele deve triturar as pastilhas e adicionar um volume de água quente para solubilizar.
- A temperatura da água não vai influenciar no processo de solubilização da substância, desde que esta esteja triturada.

19. (UFJF/Pism-MG) Um estudante resolveu fazer três experimentos com comprimidos efervescentes, muito utilizados no combate à azia, que liberam CO_2 quando dissolvidos em água.

Experimento 1: Em três copos distintos foi adicionada a mesma quantidade de H_2O , mas com temperaturas diferentes (-6 , 25 e 100 °C). Em seguida, foi adicionado um comprimido efervescente inteiro em cada copo.

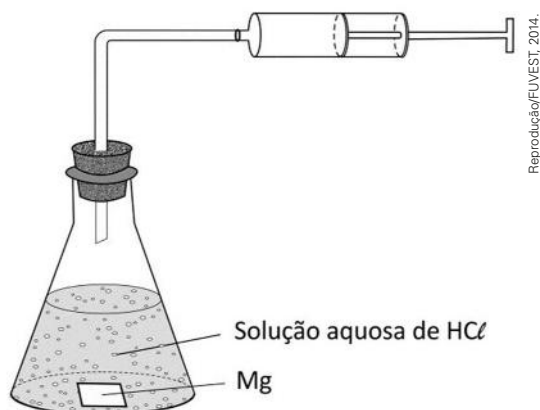
Experimento 2: Em dois copos distintos foi adicionada a mesma quantidade de H_2O à temperatura ambiente. Ao primeiro copo foi adicionado um comprimido inteiro e ao segundo um comprimido triturado.

Experimento 3: Em três copos distintos foram adicionados a mesma quantidade de H_2O à temperatura ambiente e $\frac{1}{2}$, 1 e $1\frac{1}{2}$ comprimido não triturado, respectivamente.

Com base nos parâmetros que influenciam a cinética de uma reação química, o estudante deve observar que:

- a) No experimento 1 a temperatura da água não interfere no processo de liberação de CO_2 .
- x** b) No experimento 2 o aumento da superfície de contato favorece a liberação de CO_2 .
- c) No experimento 3 a massa de comprimido é inversamente proporcional à quantidade de CO_2 liberada.
- d) No experimento 1 a água gelada (-6°C) favorece a dissolução do comprimido liberando mais CO_2 .
- e) Nos experimentos 2 e 3 a massa do comprimido e a superfície de contato não interferem no processo de liberação de CO_2 .

- 20.** [Fuvest-SP] Investigou-se a velocidade de formação de gás hidrogênio proveniente da reação de Mg metálico com solução aquosa de HCl . Uma solução aquosa de HCl foi adicionada em grande excesso, e de uma só vez, sobre uma pequena chapa de magnésio metálico, colocada no fundo de um erlenmeyer. Imediatamente após a adição, uma seringa, com êmbolo móvel, livre de atrito, foi adaptada ao sistema para medir o volume de gás hidrogênio produzido, conforme mostra o esquema abaixo.



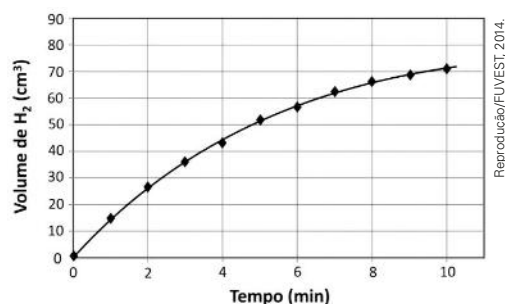
Os dados obtidos, sob temperatura e pressão constantes, estão representados na tabela abaixo e no gráfico abaixo.

Tempo (min)	Volume de H_2 acumulado (cm^3)
0	0
1	15
2	27
3	36
4	44
5	51
6	57
7	62
8	66
9	69
10	71

- a) Analisando os dados da tabela, um estudante de Química afirmou que a velocidade de formação do gás H_2 varia durante o experimento. Explique como ele chegou a essa conclusão.

Em um novo experimento, a chapa de Mg foi substituída por raspas do mesmo metal, mantendo-se iguais a massa da substância metálica e todas as demais condições experimentais.

- b) No gráfico abaixo, esboce a curva que seria obtida no experimento em que se utilizaram raspas de Mg.



- 21.** [Fuvest-SP] Um estudante desejava estudar, experimentalmente, o efeito da temperatura sobre a velocidade de uma transformação química. Essa transformação pode ser representada por:



Após uma série de quatro experimentos, o estudante representou os dados obtidos em uma tabela:

	Número do experimento			
	1	2	3	4
temperatura (°C)	15	20	30	10
massa de catalisador (mg)	1	2	3	4
concentração inicial de A (mol/L)	0,1	0,1	0,1	0,1
concentração inicial de B (mol/L)	0,2	0,2	0,2	0,2
tempo decorrido até que a transformação se completasse (em segundos)	47	15	4	18

Que modificação deveria ser feita no procedimento para obter resultados experimentais mais adequados ao objetivo proposto?

- a) Manter as amostras à mesma temperatura em todos os experimentos.
- b) Manter iguais os tempos necessários para completar as transformações.
- ☒ c) Usar a mesma massa de catalisador em todos os experimentos.
- d) Aumentar a concentração dos reagentes A e B.
- e) Diminuir a concentração do reagente B.

22. [FAE/MED-SP] Um comprimido efervescente, de 4,0 g de massa, contém bicarbonato de sódio, carbonato de sódio, ácido cítrico e ácido acetilsalicílico, todos sólidos brancos solúveis em água. Ao adicionar o comprimido à água, o ácido cítrico reage com o carbonato e o bicarbonato de sódio, gerando gás carbônico.

Foram realizados 4 experimentos para estudar a cinética da reação envolvendo os reagentes presentes no comprimido efervescente, sendo que a condição de cada experimento encontra-se descrita a seguir.

Experimento 1. O comprimido inteiro foi dissolvido em 200 mL de água a 25 °C.

Experimento 2. Dois comprimidos inteiros foram dissolvidos em 200 mL de água a 25 °C.

Experimento 3. O comprimido triturado (4,0 g) foi dissolvido em 200 mL de água a 25 °C.

Experimento 4. O comprimido inteiro foi dissolvido em 200 mL de água a 50 °C.

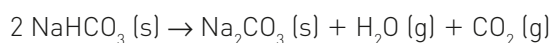
Em cada experimento recolheu-se gás carbônico produzido nas mesmas condições de temperatu-

ra e pressão, até se obter 100 mL de gás, registrando-se o tempo decorrido (t).

A alternativa que apresenta adequadamente a comparação entre esses tempos é:

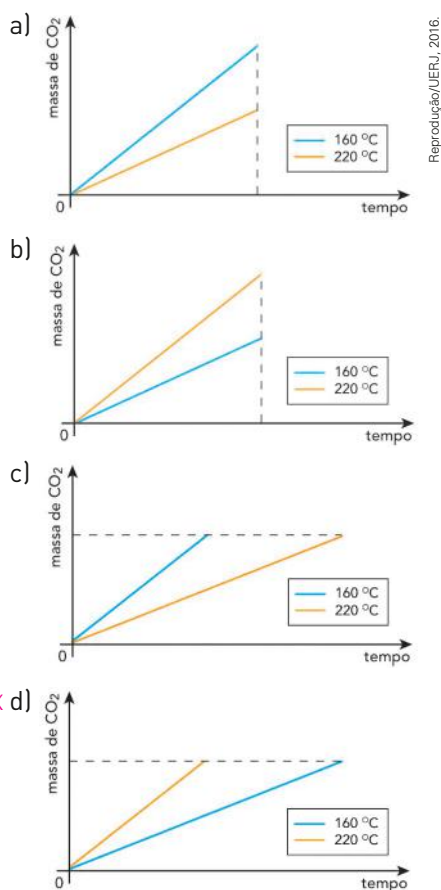
- a) $t_1 < t_2$ $t_1 = t_3$ $t_1 > t_4$
- b) $t_1 = t_2$ $t_1 > t_3$ $t_1 < t_4$
- ☒ c) $t_1 > t_2$ $t_1 > t_3$ $t_1 > t_4$
- d) $t_1 > t_2$ $t_1 < t_3$ $t_1 = t_4$

23. [UERJ] No preparo de pães e bolos, é comum o emprego de fermentos químicos, que agem liberando gás carbônico, responsável pelo crescimento da massa. Um dos principais compostos desses fermentos é o bicarbonato de sódio, que se decompõe sob a ação do calor, de acordo com a seguinte equação química:



Considere o preparo de dois bolos com as mesmas quantidades de ingredientes e sob as mesmas condições, diferindo apenas na temperatura do forno: um foi cozido a 160 °C e o outro a 220 °C. Em ambos, todo o fermento foi consumido.

O gráfico que relaciona a massa de CO₂ formada em função do tempo de cozimento, em cada uma dessas temperaturas de preparo, está apresentado em:



Reprodução/UERJ, 2016.

Os catalisadores na indústria e no nosso dia a dia

As reações de catálise são de uso comum na indústria, além de ocorrerem em várias situações do dia a dia, no organismo humano e no meio ambiente. Os catalisadores diminuem a energia de ativação necessária para a ocorrência de uma reação e, assim, ela pode ocorrer mais rapidamente.

É fácil perceber as vantagens do uso de catalisadores. Basta lembrar que outra opção para aumentar a rapidez de uma reação é o fornecimento de energia térmica, mas isso implica um custo maior. Além disso, o fornecimento de energia térmica aos reagentes pode permitir a ocorrência de várias reações paralelas, que produziriam substâncias indesejáveis.

Um exemplo disso é o uso de conversores catalíticos em automóveis.

Nas últimas décadas têm ocorrido grandes progressos na redução do *smog* fotoquímico (nevoeiro contaminado por fumaças, devido à reação de compostos orgânicos voláteis e óxidos de nitrogênio sob a luz solar) em razão da diminuição da emissão de NO e de outros poluentes atmosféricos pelos escapamentos de veículos automotivos. Um dos responsáveis por essa diminuição é o conversor catalítico, acoplado ao sistema de exaustão dos veículos.



As fotografias mostram um conversor catalítico (A) e a sua parte interna (B), feita de cerâmica, em forma de colmeia, e recoberta por uma fina camada de platina (Pt) e ródio (Rh), que atuam como catalisadores.

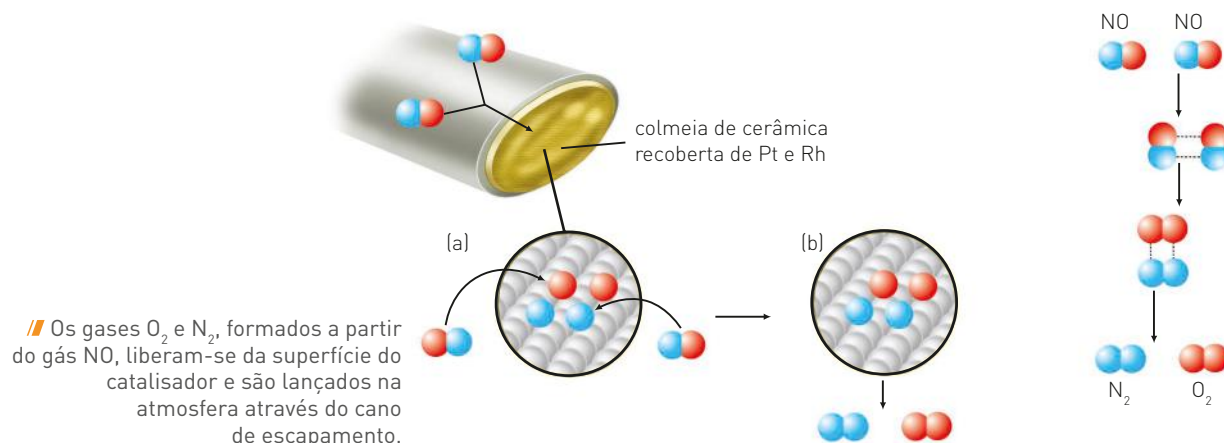
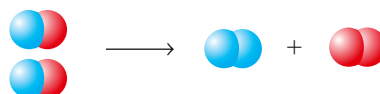
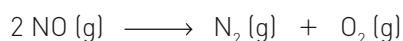
O catalisador desempenha dois papéis importantes:

- acelera a oxidação do combustível não queimado, transformando-o em CO_2 e H_2O ;
- acelera a redução dos óxidos de nitrogênio (NO e NO_2) a N_2 e O_2 .

Nesse caso, não ocorre a formação de um composto intermediário constituído pelo catalisador. Há apenas uma interação entre as moléculas gasosas e a superfície do metal por meio da adsorção, que consiste na capacidade de alguns metais para reter gases na sua superfície. Convém lembrar que, para aumentar a eficiência desses metais, eles devem estar finamente divididos (em pó) para aumentar sua superfície de contato.

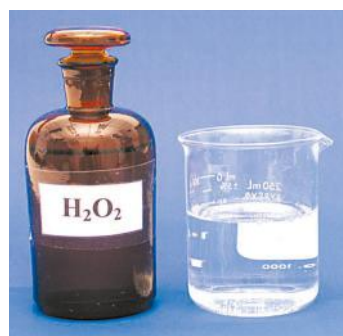
A adsorção provoca um enfraquecimento da ligação existente entre os átomos de nitrogênio e oxigênio, permitindo sua quebra a temperaturas mais baixas.

Formam-se, então, átomos livres de O e de N, que se liberam da superfície do catalisador e se unem formando os gases N_2 e O_2 . O catalisador aumenta a rapidez da reação:



Ilustrações: Luis Moura/Arquivo da editora

Outro exemplo da ação de catalisadores é o que acontece com a água oxigenada — H_2O_2 (aq) —, que se decompõe em água e O_2 com rapidez moderada no meio ambiente; porém, se adicionarmos a ela uma pequena quantidade de MnO_2 , a decomposição ocorre com uma rapidez muito maior.



Acervo do autor/Arquivo da editora

Os gases O_2 e N_2 , formados a partir do gás NO, liberam-se da superfície do catalisador e são lançados na atmosfera através do cano de escape.



Acervo do autor/Arquivo da editora

Uma gota de sangue foi adicionada à água (à esquerda) e à água oxigenada (à direita). Note a efervescência no frasco da direita.



Lester V. Bergman/CORBIS/Getty Images

O uso da água oxigenada como bactericida é muito difundido, e sua aplicação em ferimentos ou cortes produz uma intensa efervescência, o que evidencia o aumento na rapidez de sua decomposição.

Muitas pessoas acreditam que essa efervescência indica a presença de infecção. Na verdade, o aumento na rapidez de decomposição é provocado por uma enzima existente no sangue, a **catalase**, que não é consumida nessa reação. Uma prova disso é que a efervescência continua mesmo após a aplicação repetida de H_2O_2 (aq).

A catalase está presente também na batata, no fígado e em bactérias do tipo estafilococos. Em laboratórios de análise, costuma-se usar H_2O_2 (aq) para diferenciar dois tipos de bactérias: os estafilococos e os estreptococos. Apenas com o primeiro tipo, por conter catalase, ocorre reação (efervescência).

Bettmann/CORBIS/Getty Images



// Durante a Segunda Guerra Mundial (1939-1945), engenheiros do exército alemão foram os primeiros a propor a criação de um equipamento portátil de voo: o foguete-cinto. Ele funcionava a partir da rápida decomposição da H_2O_2 , catalisada pelo permanganato de sódio. A liberação de uma grande quantidade de O_2 (g) e de vapor de água produzidos sob grande pressão fornecia o impulso necessário para o voo.

Reflita

1. Qual é a diferença entre adsorção e absorção?
2. Por que é comum colocar carvão dentro da geladeira?
3. De acordo com o texto, de que maneira a adsorção possibilita que a quebra das ligações entre os átomos de N e O ocorra com maior ou menor absorção de energia?
4. Qual é o efeito comum das enzimas e dos conversores catalíticos na rapidez das reações?

Atividades práticas

I. Testando a rapidez das reações

Material

- 3 comprimidos de antiácido efervescentes
- água
- vinagre
- 6 copos transparentes

Procedimento 1

Corte um comprimido de antiácido ao meio e triture uma das metades. Coloque volumes iguais de água, à mesma temperatura, em dois copos. Em um deles, coloque a metade não triturada; no outro, coloque a metade triturada. As duas ações devem ser executadas ao mesmo tempo. Observe a rapidez de liberação das bolhas.

Procedimento 2

Corte outro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos. Em um deles, a água deve estar na temperatura ambiente; no outro, aquecida quase à ebulição. Coloque uma metade do comprimido em cada um dos copos, ao mesmo tempo, e observe atentamente.

Procedimento 3

Corte o terceiro comprimido de antiácido ao meio. Coloque volumes iguais de água em dois copos, à mesma temperatura. Em um dos copos, adicione uma colher de chá de vinagre; no outro, uma colher de sopa de vinagre. Agite o conteúdo dos dois copos para tornar a solução homogênea. Coloque uma metade de comprimido em cada copo, ao mesmo tempo, e observe atentamente.

Responda:

1. No procedimento 1, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Explique esse fato.
2. No procedimento 2, em qual dos copos a reação ocorreu com maior rapidez? Explique esse fato.
3. Dê o nome do primeiro cientista a relacionar a rapidez das reações com a temperatura e descreva a relação matemática por ele estabelecida.
4. Qual é o nome da substância encontrada na solução aquosa denominada vinagre? O vinagre é uma solução ácida ou básica?

5. Identifique o único fator que está sendo modificado no procedimento 3. Qual a sua influência na rapidez da reação?

II. Testando a rapidez das reações

Material

- 1 frasco de água oxigenada, H_2O_2 (aq), a 10 volumes
- 2 copos transparentes
- pedaços de batata crua ou de fígado de boi cru



Siga as orientações de segurança do laboratório

Procedimento

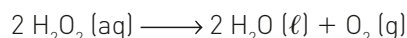
A água oxigenada, que pode ser comprada em farmácias, deve ser colocada em dois copos, em quantidades iguais. Em um dos copos, coloque um ou mais pedaços de batata crua ou de fígado de boi cru. No outro copo, não acrescente nada. Observe atentamente a rapidez da liberação de bolhas que ocorre nos dois copos.

1. Qual o tipo de reação que ocorre com a substância H_2O_2 ?
2. Equacione essa reação.
3. Qual o gás constituinte das bolhas? Como você pode verificar isso?
4. Em qual dos copos a rapidez da reação foi maior? Explique esse fato.
5. O pedaço de batata usado poderia ser reaproveitado, com o mesmo efeito, em outra reação semelhante? Por quê?
6. Qual é o nome da enzima presente na batata e no sangue do fígado e que é responsável pelo aumento da rapidez da reação?
7. A formação de bolhas, quando colocamos água oxigenada em um fermento, indica obrigatoriamente a existência de infecção?

Lei da velocidade

Um dos fatores que alteram a rapidez de uma reação é a concentração dos reagentes, e essa influência pode ser comprovada experimentalmente.

Vamos considerar, por exemplo, a reação representada pela equação a seguir:



Determinamos, por meio de experimentos, a velocidade de decomposição da água oxigenada (H_2O_2), relacionando-a com sua concentração, à temperatura constante (25 °C). Veja o quadro com os valores:

Experimentos	$[\text{H}_2\text{O}_2]$ (em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	Velocidade (em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$)
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2,02 \cdot 10^{-3}$
III	0,40	$4,04 \cdot 10^{-3}$
IV	0,60	$6,06 \cdot 10^{-3}$

Analisando e relacionando os resultados, temos:

- I e II

	H_2O_2	velocidade
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2,02 \cdot 10^{-3}$

Notamos que a concentração em II é o dobro da concentração em I. O mesmo acontece com a velocidade.

- I e III

	H_2O_2	velocidade
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
III	0,40	$4,04 \cdot 10^{-3}$

Notamos que a concentração em III é quatro vezes maior do que em I. O mesmo acontece com a velocidade.

Com isso, podemos concluir que a concentração em mol/L de H_2O_2 (aq) é proporcional à velocidade, e essa constatação pode ser expressa matematicamente por:

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]$$

Essa equação é conhecida como **Lei da velocidade** para uma reação, em que:

- k = constante de velocidade característica da reação e **varia com a temperatura**;
- $[\text{H}_2\text{O}_2]$ = concentração em mol/L do H_2O_2 (aq) elevada ao expoente 1.

Para determinar o valor de k podemos usar, por exemplo, os dados obtidos no experimento I:

Experimento I $\Rightarrow$	$[\text{H}_2\text{O}_2]$, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	velocidade, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$
	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]$$

$$k = \frac{v}{[\text{H}_2\text{O}_2]} \Rightarrow \frac{1,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}{0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$k = 1,01 \cdot 10^{-4} \text{ min}^{-1}$$

Genericamente, a fórmula geral da Lei da velocidade ou **equação da velocidade** é dada por:

$$v = k \cdot [\text{A}]^n \cdot [\text{B}]^m \cdot \dots$$

em que:

- n é a potência apropriada à qual se deve elevar a concentração de A;
- m é a potência à qual se deve elevar a concentração de B; e assim sucessivamente.

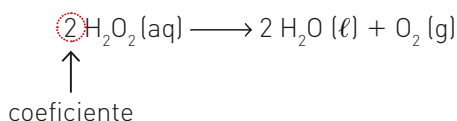
É importante observar que a Lei da velocidade é determinada experimentalmente.

Ordem da reação

A ordem da reação, em relação à espécie que reage, corresponde ao expoente da concentração em mol/L dessa espécie, representada na Lei da velocidade.

Como a Lei da velocidade é determinada experimentalmente, a ordem da reação também é determinada experimentalmente e nem sempre corresponde aos coeficientes da equação balanceada.

No exemplo dado, temos:



Note que o coeficiente do H_2O_2 é **2** e não consta como expoente na equação da velocidade:

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]^{\textcircled{1}} \leftarrow \text{expoente}$$

A única maneira de determinar com certeza o expoente na equação da velocidade é fazendo vários experimentos.

Os expoentes da equação da velocidade caracterizam a ordem da reação. Consideremos uma equação de velocidade genérica:

$$v = k \cdot [\text{A}]^n \cdot [\text{B}]^m$$

em que:

- n = ordem da reação em relação a A;
- m = ordem da reação em relação a B;
- $m + n$ = ordem global da reação.

Analisando a equação da velocidade do H_2O_2 :

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]^{\textcircled{1}}$$

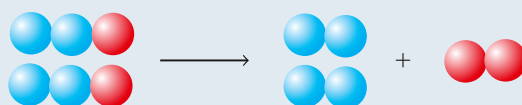
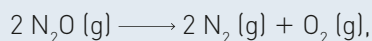
dizemos que:

- a ordem da reação em relação ao H_2O_2 é **1** ou de **1ª ordem**;
- a ordem global da reação é **1** ou de **1ª ordem**.

Meia-vida de uma reação de 1ª ordem

A meia-vida de uma reação ($t_{\frac{1}{2}}$ ou P) é o tempo necessário para que a concentração do reagente diminua para a metade do seu valor inicial.

Considerando a reação de 1ª ordem:



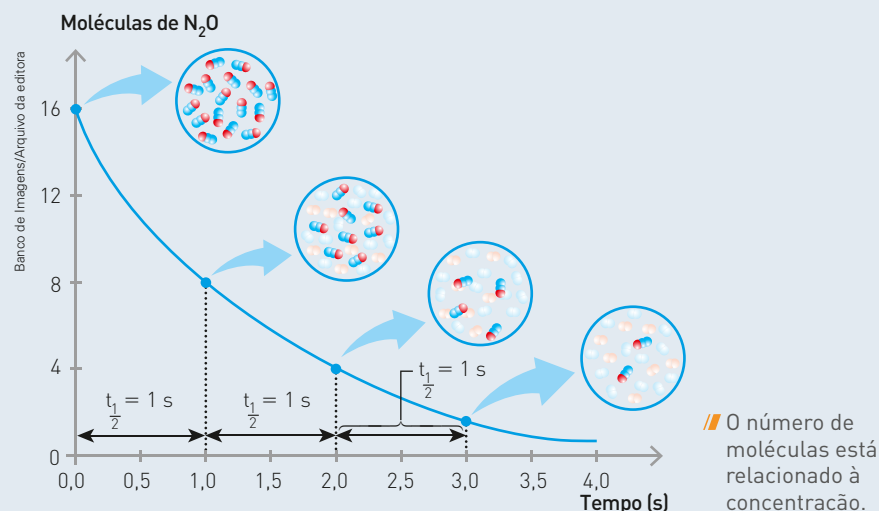
CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

a equação da Lei de velocidade experimental

$$v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}]$$

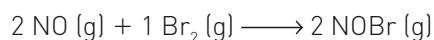
e o gráfico que relaciona o número de moléculas de N_2O em função do tempo:



podemos notar que metade da quantidade de moléculas N_2O reage em um intervalo de tempo de 1,0 s, ou seja, sua meia-vida é de 1,0 s.

A meia-vida não depende da concentração do reagente.

Considerando alguns dados coletados em uma série de experimentos com a reação do óxido nítrico (NO) e o bromo (Br_2), a 273°C , temos:



Experimento	Concentração inicial (em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)		Velocidade inicial (em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$)
	NO	Br_2	
I	0,1	0,1	12
II	0,1	0,2	24
III	0,1	0,3	36
IV	0,2	0,3	144

Analisando os experimentos, temos:

• I e II

	NO	Br_2	velocidade
I	0,1	0,1	12
II	0,1	0,2	24

constante

· 2

· 2

Note que a concentração de NO não variou nos dois experimentos; logo, ela não influenciou na variação da velocidade. No entanto, quando se dobrou a concentração de Br₂, a velocidade também dobrou; logo, o expoente para o Br₂ na equação da velocidade será **1**:

$$v = k \cdot [\text{Br}_2]^1$$

1ª ordem em relação ao Br₂

• III e IV

	NO	Br ₂	velocidade
III	0,1	0,3	36
IV	0,2	0,3	144

Note que a concentração de Br₂ não variou nos dois experimentos; logo, ela não influenciou na variação da velocidade. No entanto, quando se dobrou a concentração do NO, a velocidade quadruplicou; logo, o expoente para o NO na equação da velocidade será **2**:

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2$$

2ª ordem em relação ao NO

Assim, a equação da velocidade pode ser expressa por:

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]$$

e a ordem global da reação é **3** ou de **3ª ordem**.

Para determinar o valor de k, vamos utilizar os dados do experimento I:

	[NO]	[Br ₂]	velocidade
I	0,1 mol · L ⁻¹	0,1 mol · L ⁻¹	12 mol · L ⁻¹ · s ⁻¹

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]$$

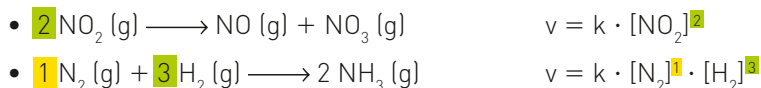
$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]} \Rightarrow k = \frac{12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 (0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow k = 12000 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

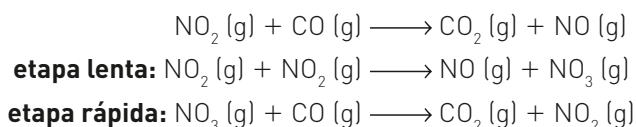
Um fato interessante nesse exemplo é que os coeficientes da equação da reação coincidiram (apenas coincidiram!) com os expoentes presentes na equação da velocidade.



Quando isso acontecer, as reações serão denominadas **reações elementares**, que sempre ocorrem em uma única etapa. Veja alguns exemplos de reações elementares e suas equações da velocidade.



No entanto, a maioria das reações não é elementar, ou seja, ocorre em mais de uma etapa. A reação a seguir, por exemplo, envolve no mínimo duas etapas, sendo a primeira lenta e a segunda rápida:



O conjunto de etapas por meio das quais uma reação ocorre é denominado **mecanismo de reação**. Vejamos, com esse exemplo, qual das etapas do mecanismo mais influencia na velocidade. Isso pode ser feito comparando-se os resultados obtidos em três experimentos:

Experimento	NO ₂ (em mol · L ⁻¹)	CO (em mol · L ⁻¹)	Velocidade (em mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
I	0,1	0,1	5,0 · 10 ⁻²
II	0,1	0,2	5,0 · 10 ⁻²
III	0,2	0,2	20 · 10 ⁻²

Analisando os experimentos, temos:

- I e II

	[NO ₂]		[CO]		velocidade
I	0,1	↷ constante	0,1	↷ · 2	5,0 · 10 ⁻²
II	0,1		0,2		5,0 · 10 ⁻² ↷ constante

Note que, mesmo se dobrando a concentração do CO, a velocidade não muda, o que permite concluir que ele não participa da equação da velocidade, ou seja, a sua ordem é **zero**.

- II e III

	[NO ₂]		[CO]		velocidade
II	0,1	↷ · 2	0,2	↷ constante	5,0 · 10 ⁻²
III	0,2		0,2		20 · 10 ⁻² ↷ · 4

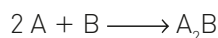
Note que, quando dobramos a concentração de NO₂ e a do CO é mantida constante, a velocidade quadruplica; logo, o expoente para o NO₂ na equação da velocidade é igual a 2, ou seja, a sua ordem é **2**.

Assim, temos:

$$v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$$

Isso permite concluir que a equação da velocidade é determinada pela **etapa lenta do mecanismo de reação**.

Genericamente, temos:



- mecanismo:



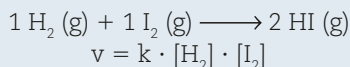
- equação da velocidade:

$$v = k \cdot [\text{ A}][\text{ A}] \quad \text{ ou } \quad v = k \cdot [\text{ A}]^2$$

Em relação ao reagente A, a reação é de 2ª ordem e, em relação ao reagente B, é de ordem zero.

A ordem da reação é uma medida experimental, pois está relacionada com a equação da velocidade.

Apenas em uma reação elementar a ordem será igual aos coeficientes estequiométricos. O número de mol (coeficientes) presente na equação que representa a reação é denominado molecularidade. Assim, para uma reação elementar, temos, por exemplo:



Com base na equação da velocidade, temos:

- 1ª ordem em relação ao H_2 ;
- 1ª ordem em relação ao I_2 ;
- 2ª ordem na reação global.

Então, com base na equação e nos coeficientes, temos uma reação bimolecular ou de molecularidade igual a 2.

Em 1889, Svante Arrhenius propôs uma expressão matemática que relaciona os fatores que alteram a constante de velocidade de uma reação:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Nessa expressão, temos:

A = fator de frequência que relaciona o número de colisões por unidade de tempo e a geometria de colisão para a ocorrência de um choque efetivo;

e = base do logaritmo natural ($\ln$);

R = constante universal dos gases em $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;

T = temperatura em Kelvin;

E_a = energia de ativação.

Essa expressão nos permite concluir, por exemplo, que para uma mesma reação:

- se aumentarmos a temperatura, aumentará também o valor de k e, portanto, a velocidade da reação;
- se a energia de ativação diminuir, aumentará o valor de k e, portanto, a velocidade da reação.

Fontes: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 9. ed. New York: McGraw Hill, 2007;
ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química: questionando a vida moderna*. Porto Alegre: Artmed, 2002.

Exercícios resolvidos

1. Os dados do quadro a seguir referem-se ao processo químico $\text{A} + \text{B} + \text{C} \longrightarrow \text{X}$.

Com base no quadro, responda:

	I	II	III	IV	V
[A], $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	0,5	0,5	0,5	1,0	1,0
[B], $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	0,5	1,0	1,0	0,5	1,0
[C], $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	0,5	0,5	1,0	0,5	1,0
Velocidade da reação, $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$	0,015	0,015	0,060	0,030	0,120

- Qual é a ordem da reação em relação a A, B e C, respectivamente?
- Qual é a ordem da reação?
- Qual é a equação da velocidade?
- Calcule o valor da constante de velocidade.

Solução

Vamos inicialmente relacionar os dados fornecidos nos experimentos I e II.

	[A]	[B]	[C]	velocidade
I	0,5	0,5	0,5	0,015
II	0,5	1,0	0,5	0,015

Podemos notar que as concentrações de A e C são constantes e que a concentração de B dobrou, mas a velocidade não se alterou. Logo, podemos concluir que B não influencia na velocidade, ou seja, sua ordem é zero; portanto, ele não fará parte da equação da velocidade.

Vamos agora relacionar, por exemplo, os experimentos II e III sem nos preocuparmos com B, pois já sabemos que ele não influencia na velocidade da reação.

	[A]	[C]	velocidade
II	0,5	0,5	0,015
III	0,5	1,0	0,060

Percebemos que a concentração de A se mantém constante, que a concentração de C em III é o dobro do que em II e também que a velocidade em III é quatro vezes maior do que em II.

Assim, se a velocidade é quatro vezes maior quando a concentração de C dobra, dizemos que a reação é de 2ª ordem em relação a C e seu expoente na equação da velocidade é 2:

$$v = k \cdot [C]^2 \cdot [\dots]$$

Falta, ainda, verificar a ordem de A:

	[A]	[C]	velocidade
III	0,5	1,0	0,060
V	1,0	1,0	0,120

Analisando, por exemplo, os experimentos III e V, notamos que a concentração de C se mantém constante, que a concentração de A em V é o dobro do que em III e também que a velocidade em V é o dobro do que em III.

Notamos que, quando se dobra a concentração de A, a velocidade também dobra; então, dizemos que a reação é de 1ª ordem em relação a A e seu expoente na equação da velocidade é 1:

$$v = k \cdot [C]^2 \cdot [A]$$

Portanto, temos:

a) Ordem da reação em relação a:

- A = 1;
- B = 0;
- C = 2.

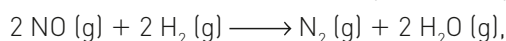
b) Ordem da reação é 3 ou de 3ª ordem.

c) $v = k \cdot [C]^2 \cdot [A]$

d) Para o cálculo da constante k, vamos usar os dados do experimento III, substituindo os valores na equação da velocidade:

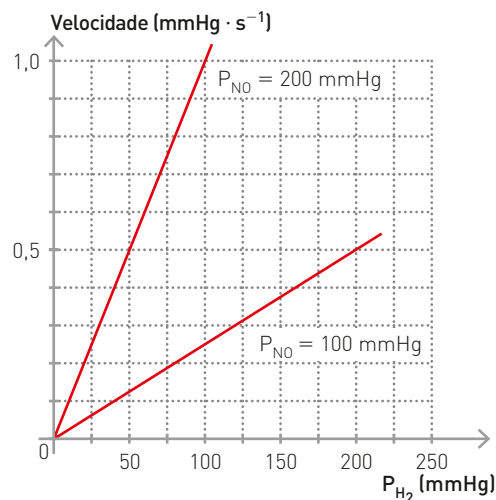
$$\begin{aligned} v &= k \cdot [C]^2 \cdot [A] \Rightarrow k = \frac{v}{[C]^2 [A]} \Rightarrow \\ \Rightarrow k &= \frac{0,060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} \Rightarrow \\ \Rightarrow k &= \frac{0,060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{1,0 \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \Rightarrow \\ \Rightarrow k &= 0,120 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1} \end{aligned}$$

2. (Fuvest-SP) Para a transformação representada por



a velocidade da reação, em função da pressão de hidrogênio (P_{H_2}), para duas diferentes pressões

de óxido nítrico (PNO), à temperatura de 826 °C, está indicada no gráfico a seguir.



Reprodução/Arquivo da editora

Examinando o gráfico, pode-se concluir que as ordens da reação, em relação ao óxido nítrico e em relação ao hidrogênio, são, respectivamente:

- a) 1 e 1. c) 2 e 1. e) 3 e 1.
b) 1 e 2. d) 2 e 2.

Solução

Para a equação dada:

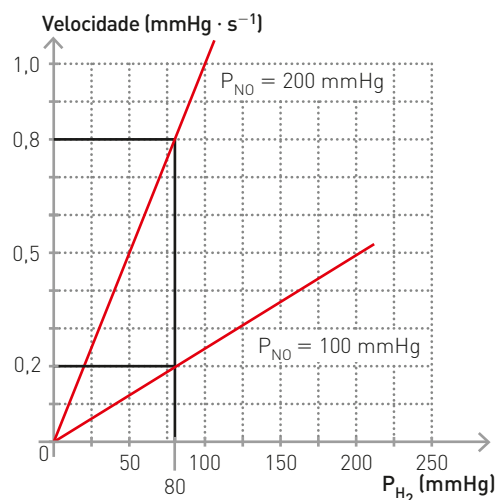


temos a seguinte equação de velocidade:

$$v = k \cdot (\text{PNO})^x \cdot (\text{P}_{\text{H}_2})^y, \text{ em que:}$$

- x é a ordem da reação com relação ao NO;
- y é a ordem da reação com relação ao H_2 .

Fixando a pressão parcial do H_2 em 80 mmHg e analisando a velocidade da reação em função da pressão parcial do NO para os valores de 100 e 200 mmHg, temos:



Reprodução/Arquivo da editora

$$P_{\text{NO}} = 100 \text{ mmHg} \Rightarrow v = 0,2 \text{ mmHg} \cdot \text{s}^{-1}$$

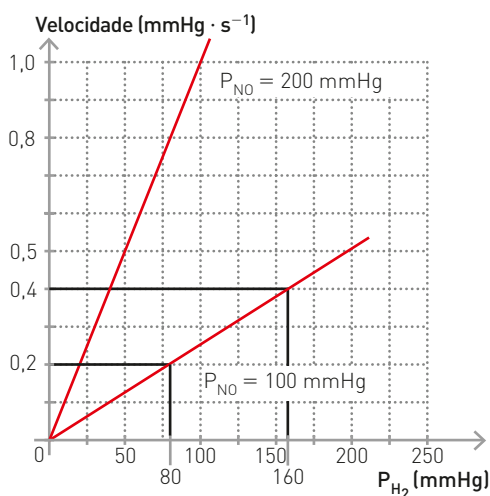
$$P_{\text{NO}} = 200 \text{ mmHg} \Rightarrow v = 0,8 \text{ mmHg} \cdot \text{s}^{-1}$$

Substituindo na equação de velocidade:

$$\frac{0,2 \text{ mmHg} \cdot \text{s}^{-1}}{0,8 \text{ mmHg} \cdot \text{s}^{-1}} = \frac{k \cdot (100 \text{ mmHg})^x \cdot (80 \text{ mmHg})^y}{k \cdot (200 \text{ mmHg})^x \cdot (80 \text{ mmHg})^y}$$

$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^x \therefore x = 2$; logo, a ordem da reação em relação ao NO vale 2.

De modo análogo, fixando a pressão parcial do NO em 100 mmHg e analisando as velocidades da reação em função da pressão parcial do H₂ para os valores de 80 e 160 mmHg, temos:



Banco de imagens/Arquivo da editora

$$P_{H_2} = 80 \text{ mmHg} \Rightarrow v = 0,2 \text{ mmHg} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$P_{H_2} = 160 \text{ mmHg} \Rightarrow v = 0,4 \text{ mmHg} \cdot \text{s}^{-1}$$

Substituindo-se na equação de velocidade:

$$\frac{0,2 \text{ mmHg} \cdot \text{s}^{-1}}{0,4 \text{ mmHg} \cdot \text{s}^{-1}} = \frac{k \cdot (100 \text{ mmHg})^x \cdot (80 \text{ mmHg})^y}{k \cdot (100 \text{ mmHg})^x \cdot (160 \text{ mmHg})^y}$$

$$\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^y \therefore y = 1$$

Logo, a ordem da reação em relação ao H₂ vale 1.

Assim, a equação de velocidade para a reação será:

$$v = k \cdot (P_{NO})^2 \cdot (P_{H_2})$$

As ordens da reação para o NO e para o H₂ são, respectivamente, 2 e 1.

Resposta: alternativa c.



Será que a rapidez de uma reação será diferente ao se utilizar o reagente no estado sólido ou em uma solução aquosa concentrada?

Fundamentando seus conhecimentos

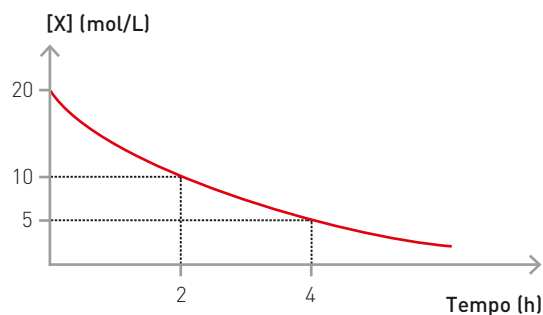
Leia os dados abaixo e responda às questões 1 a 3.

Considere a seguinte reação elementar: $x A \rightarrow B$.

Um estudo experimental da cinética dessa reação apresentou os seguintes resultados:

[A] (mol · L ⁻¹)	Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
0,1	0,02
0,4	0,08
0,8	0,16

- Determine a expressão da velocidade da reação.
- Determine o valor da constante de velocidade.
- Determine a velocidade da reação quando [A] é igual a 0,5 mol · L⁻¹.
- O gráfico seguinte é de uma reação de 1ª ordem, $X \rightarrow \text{produtos}$:



Banco de imagens/Arquivo da editora

Determine o valor da meia-vida de X.

5. O quadro a seguir indica valores da velocidade da reação e da concentração em mol/L dos reagentes nas mesmas condições.

[A]	[B]	Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
5	10	10
10	10	40
10	20	40

A reação em estudo é representada por:



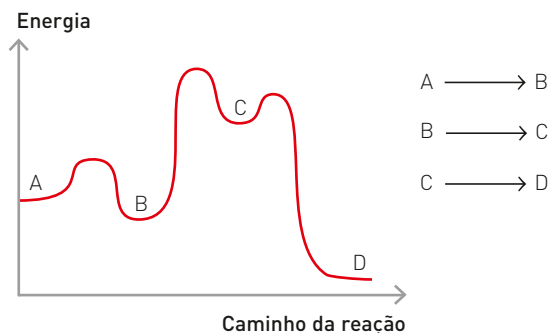
Escreva a expressão da velocidade da reação.

6. No estudo cinético de uma reação representada por $2X + 3Y \longrightarrow 2D + 1E$, foram obtidos os seguintes resultados:

[X] (mol · L ⁻¹)	[Y] (mol · L ⁻¹)	Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
0,10	0,10	$2,5 \cdot 10^{-6}$
0,10	0,20	$5,0 \cdot 10^{-6}$
0,20	0,10	$20,0 \cdot 10^{-6}$

Escreva a expressão da velocidade dessa reação.

7. O gráfico a seguir ilustra uma reação não elementar:



- Qual reação corresponde à etapa lenta? Justifique sua resposta.
- A reação global é endotérmica ou exotérmica?

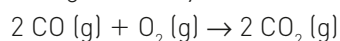
Desenvolvendo seus conhecimentos

1. Considere as reações elementares:

- $2HCl(g) \longrightarrow H_2(g) + Cl_2(g)$
- $H_2(g) + I_2(g) \longrightarrow 2HI(g)$
- $2CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g)$
- $2NH_3(g) \longrightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$
- $N_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$

Escreva em seu caderno as equações de velocidade dessas reações.

Considere a seguinte reação elementar:



Responda às questões 2 a 7.

- Escreva em seu caderno a expressão da velocidade dessa reação.
- Qual é a ordem dessa reação em relação ao CO?
- Qual é a ordem dessa reação em relação ao O₂?
- O que irá acontecer com a velocidade se a concentração do CO for dobrada e a concentração do O₂ permanecer constante?
- O que irá acontecer com a velocidade se a concentração do O₂ for dobrada e a concentração do CO permanecer constante?
- O que irá acontecer com a velocidade se ambas as concentrações, a do CO e a do O₂, forem dobradas?
- (Unirio-RJ)
O anúncio da construção de uma usina termelétrica a carvão na ilha da Madeira, município de Itaguaí, Baixada Fluminense, acendeu a luz amarela para o que pode representar um novo

problema ambiental para o estado do Rio de Janeiro. A consequência mais grave seria a chuva ácida, além da emissão de gases que atacam a camada de ozônio.

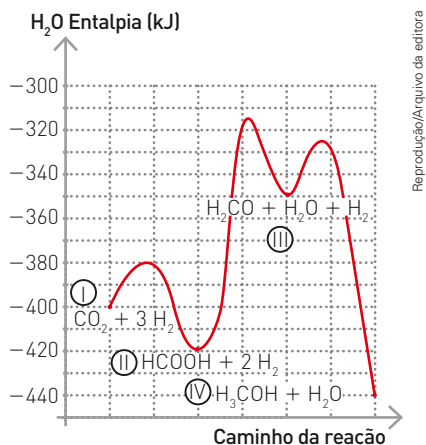
(Jornal do Brasil)

A qualidade da água da chuva pode variar em função do tipo de carga poluidora e das condições meteorológicas. O dióxido de nitrogênio é um dos principais poluentes da atmosfera. A reação entre o dióxido de nitrogênio e o ozônio, encontrado na troposfera, foi estudada a 231 K. A experiência mostrou que a reação é de primeira ordem em relação ao dióxido de nitrogênio e ao ozônio.



- Escreva a equação de velocidade da reação.
 - Como se alterará a velocidade da reação se a concentração de dióxido de nitrogênio for duplicada?
9. (UFC-CE) Considere as seguintes reações elementares:
- etapa lenta
etapa I: $HOOH + \Gamma \longrightarrow HOI + OH^-$
- etapa rápida
etapa II: $HOI + \Gamma \longrightarrow I_2 + OH^-$
- etapa rápida
etapa III: $2OH^- + 2H_3O^+ \longrightarrow 4H_2O$
- reação global: $2\Gamma + HOOH + 2H_3O^+ \longrightarrow I_2 + 4H_2O$
- Qual a etapa determinante da velocidade da reação?
 - Apresente a expressão da lei de velocidade para a reação global.

10. (UFRJ) A redução das concentrações de gases responsáveis pelo efeito estufa constitui o desafio central do trabalho de muitos pesquisadores. Uma das possibilidades para o sequestro do CO_2 atmosférico é sua transformação em outras moléculas. O diagrama a seguir mostra a conversão do gás carbônico em metanol. Indique a etapa lenta do processo. Justifique sua resposta.



11. (UFRGS-RS) A reação $\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_3(\text{g}) \longrightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ é uma reação elementar de segunda ordem. Se duplicarmos as concentrações do NO e do O_3 , mantendo constante a temperatura, a velocidade da reação:
- será reduzida à metade.
 - permanecerá constante.
 - será duplicada.
 - será triplicada.
 - será quadruplicada.
12. (Uern) Uma das formas para se obter o monóxido de dinitrogênio é reagindo óxido de nitrogênio II com gás hidrogênio, de acordo com a seguinte reação:
- $$2 \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
- De acordo com os dados anteriores, é correto afirmar que a ordem global dessa reação é igual a:
- 2.
 - 3.
 - 4.
 - 5.
13. (Unimontes-MG) A equação abaixo representa a reação **de primeira ordem em relação a cada reagente**.
- $$3 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{AsO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow [\text{I}_3]^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{AsO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$$
- Considerando a equação e relacionando a ordem dos reagentes à lei da velocidade da reação,

é correto afirmar que a ordem da reação global é igual a:

- 3.
 - 6.
 - 1.
 - 5.
14. (PUC-RJ) A reação química entre dois reagentes ocorre de tal forma que, ao se triplicar a concentração do reagente A mantendo-se fixa a concentração do reagente B, observa-se o aumento de nove vezes na velocidade inicial de reação. Por outro lado, a variação da concentração do reagente B não acarreta mudança da velocidade inicial da reação. Assim, é correto afirmar que a equação geral da lei de velocidade da reação, onde v é a velocidade inicial e k é a constante de velocidade, é:
- $v = k$.
 - $v = k[\text{reagente A}]$.
 - $v = k[\text{reagente A}]^2$.
 - $v = k[\text{reagente A}]^3$.
 - $v = k[\text{reagente A}][\text{reagente B}]$.
15. (UEL-PR) Os dados do gráfico estão relacionados às concentrações iniciais dos reagentes CO e O_2 , presentes na combustão do CO à temperatura constante.

Experimento	CO (mol/L)	O_2 (mol/L)	v (mol/L · s)
1	1,0	2,0	$4 \cdot 10^{-6}$
2	2,0	2,0	$8 \cdot 10^{-6}$
3	1,0	1,0	$1 \cdot 10^{-6}$

A equação de velocidade para essa reação pode ser escrita como $v = k \cdot [\text{CO}]^a [\text{O}_2]^b$, onde a e b são, respectivamente, as ordens de reação em relação aos componentes CO e O_2 .

De acordo com os dados experimentais, é correto afirmar que, respectivamente, os valores de a e b são:

- 1 e 2.
 - 2 e 1.
 - 3 e 2.
 - 0 e 1.
 - 1 e 1.
16. (Uepa) De um modo geral, a ordem de uma reação é importante para prever a dependência de sua velocidade em relação aos seus reagentes, o que pode influenciar ou até mesmo inviabilizar a obtenção de um determinado composto. Sendo assim, os dados da tabela a seguir mostram uma situação hipotética da obtenção do composto "C" a partir dos reagentes "A" e "B".

Experimento	[A] mol · L ⁻¹	[B] mol · L ⁻¹	Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
01	0,1	0,1	4,0 · 10 ⁻⁵
02	0,1	0,2	4,0 · 10 ⁻⁵
03	0,2	0,1	16,0 · 10 ⁻⁵

A partir dos dados da tabela acima, é correto afirmar que a reação: $A + B \longrightarrow C$ é de:

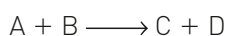
- ☒ a) 2ª ordem em relação a "A" e de ordem zero em relação a "B".
 b) 1ª ordem em relação a "A" e de ordem zero em relação a "B".
 c) 2ª ordem em relação a "B" e de ordem zero em relação a "A".
 d) 1ª ordem em relação a "B" e de ordem zero em relação a "A".
 e) 1ª ordem em relação a "A" e de 1ª ordem em relação a "B".

17. (Unimontes-MG) Os dados abaixo são relativos a uma série de experimentos envolvendo a reação entre óxido nítrico e bromo a 273 °C.

$2\text{NO (g)} + \text{Br}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{NOBr (g)}$			
Experimentos	Concentração inicial (mol/dm ³)		Velocidade inicial (mol/dm ³ · s)
	NO	Br ₂	
1	0,10	0,10	12
2	0,10	0,20	24
3	0,10	0,30	36
4	0,20	0,10	48
5	0,30	0,10	108

Em análise dos dados e da lei de velocidade da reação, é correto afirmar que a constante de velocidade k equivale a:

- a) $1,2 \cdot 10^5$
☒ b) $1,2 \cdot 10^4$
 c) $1,0 \cdot 10^5$
 d) $1,0 \cdot 10^{-4}$
18. (Ufla-MG) O estudo da cinética dos processos químicos determina, por exemplo, a rapidez com que um medicamento é capaz de agir no organismo. Considere o processo químico a seguir:



Foram medidas as velocidades dessa reação, variando as concentrações em mol/L de A e B, à mesma temperatura.

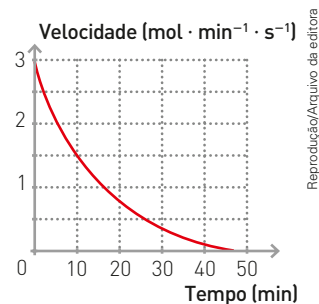
Os resultados obtidos estão apresentados no quadro abaixo.

Experimento	[A] mol · L ⁻¹	[B] mol · L ⁻¹	Velocidade (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
1	0,5	0,5	0,100
2	0,1	0,5	0,020
3	0,2	0,2	0,016

Nessa reação, é correto afirmar que a equação da velocidade da reação é:

- a) $v = k[A]^2$.
 b) $v = k[A]^2[B]$.
☒ c) $v = k[A][B]$.
 d) $v = k[A][B]^2$.

19. (UFRGS-RS) Considere o gráfico a seguir, correspondente a uma reação elementar de primeira ordem.



Com base nesse gráfico, é possível concluir que a meia-vida do reagente, expressa em minutos, é igual a:

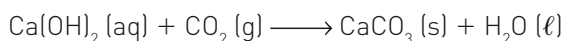
- a) 0,5.
 b) 1,5.
☒ c) 10.
 d) 25.
 e) 50.

20. (UFRGS-RS) Numa reação monomolecular de primeira ordem, a fração de reagente consumido depois de decorridas três meias-vidas é igual a:

- a) 1/8.
 b) 1/4.
 c) 2/3.
 d) 3/4.
☒ e) 7/8.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Cefet-MG) Um estudante monta um experimento de química no qual, em um béquer de vidro, adiciona uma solução aquosa de hidróxido de cálcio e o indicador fenolftaleína. Em seguida, com o auxílio de um canudo de plástico, sopra e borbulha continuamente a mistura até que a cor rosa do indicador desapareça e surja um sólido insolúvel. Considerando a reação ocorrida nesse experimento, a equação de velocidade de formação dos produtos é:



- a) $v_p = [\text{CaCO}_3]/[\text{CO}_2]$.
 x b) $v_p = [\text{Ca(OH)}_2] \cdot [\text{CO}_2]$.
 c) $v_p = [\text{Ca(OH)}_2]/[\text{CO}_2]^2$.
 d) $v_p = [\text{Ca(OH)}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]$.
 e) $v_p = [\text{CaCO}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}]/[\text{Ca(OH)}_2] \cdot [\text{CO}_2]$.
2. (UEPG-PR) Dada a equação genérica:
- $$a \text{ A} + b \text{ B} \longrightarrow c \text{ C} + d \text{ D}$$
- e aplicando-se a lei da ação das massas, tem-se a expressão abaixo para o cálculo da velocidade dessa reação. Sobre o assunto, assinale o que for correto.

$$v = k[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$$

- 01) [A] e [B] representam a concentração molar dos reagentes.
 02) Quanto maior o valor de k, maior será a velocidade da reação.
 04) Quanto maior a ordem da reação, menor será a influência da concentração dos reagentes sobre a velocidade.
 08) A soma dos expoentes (a + b) indica a ordem da reação.
 01, 02 e 08.
3. (UFRGS-RS) Observe a reação abaixo:

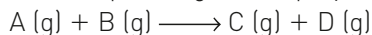


Nessa reação ocorre um processo que segue uma cinética de primeira ordem, e sua constante de velocidade, a 25 °C, é de $1,0 \cdot 10^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$.

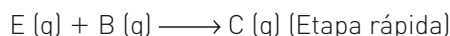
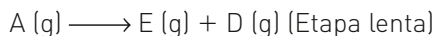
Partindo-se de uma concentração inicial de $2,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de N_2O_4 , a taxa inicial de formação de NO_2 será:

- a) $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 b) $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 x c) $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 d) $8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 e) $16,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

4. (UEMG) Uma reação química hipotética é representada pela seguinte equação:



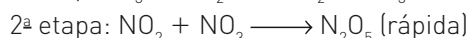
e ocorre em duas etapas:



A lei da velocidade da reação pode ser dada por:

- x a) $v = k \cdot [\text{A}]$.
 b) $v = k \cdot [\text{A}][\text{B}]$.
 c) $v = k \cdot [\text{C}][\text{D}]$.
 d) $v = k \cdot [\text{E}][\text{B}]$.

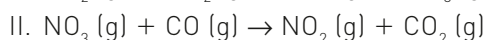
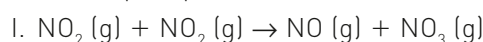
5. (Ifsul-RS) Os veículos emitem óxidos de nitrogênio que destroem a camada de ozônio. A reação em fase gasosa ocorre em duas etapas:



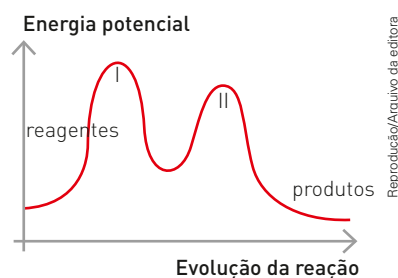
A lei de velocidade para a reação é:

- x a) $v = k[\text{O}_3][\text{NO}_2]$.
 b) $v = k \cdot [\text{NO}_2][\text{NO}_3]$.
 c) $v = k \cdot [\text{O}_2][\text{NO}_3]$.
 d) $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$.

6. (Unifesp) Estudos cinéticos da reação entre os gases NO_2 e CO na formação dos gases NO e CO_2 revelaram que o processo ocorre em duas etapas:

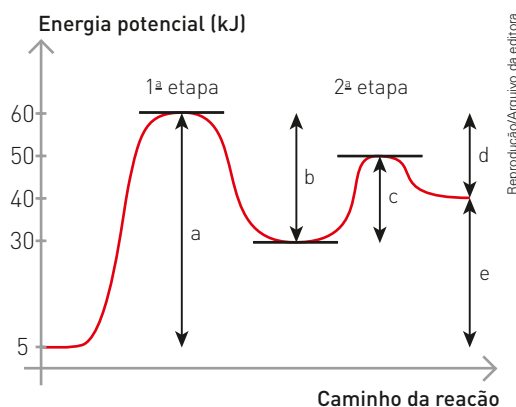


O diagrama de energia da reação está esquematizado a seguir.

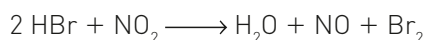


- a) Apresente a equação global da reação e a equação da velocidade da reação que ocorre experimentalmente.
 b) Verifique e justifique se cada afirmação a seguir é verdadeira:
 I. a reação em estudo absorve calor;
 II. a adição de um catalisador aumenta a quantidade de gás carbônico.

7. (Ufop-MG) O gráfico abaixo refere-se à variação de energia de uma reação hipotética, ocorrendo no sentido direto, em duas etapas.



- a) Qual das duas etapas é determinante da velocidade da reação hipotética global? Justifique.
- b) Calcule o calor de reação, ΔH , correspondente à etapa mais endotérmica da reação hipotética global.
- c) Calcule o calor de reação, ΔH , correspondente à reação hipotética global inversa.
8. (PUC-PR) Analisando as reações abaixo, as quais produzirão gás nitrogênio e água líquida, assinale a alternativa correta.
- Etapas 1) $\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ (lenta)
- Etapas 2) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2\text{O}(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ (rápida)
- a) A reação global é dada pela seguinte reação balanceada: $2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \longrightarrow 3\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{N}_2\text{O}(\text{g})$.
- b) Se mantivermos a concentração do $\text{H}_2(\text{g})$ em quantidade de matéria e duplicarmos a concentração em quantidade de matéria do $\text{NO}(\text{g})$, a velocidade da reação duplicará.
- c) Colocando-se na reação um catalisador, este aumentará a velocidade da reação e será consumido durante a reação.
- d) A lei da velocidade é dada por: $v = k \cdot [\text{H}_2(\text{g})] \cdot [\text{NO}(\text{g})]$.
- x e) Se triplicarmos a concentração em quantidade de matéria do $\text{H}_2(\text{g})$ e duplicarmos a concentração do $\text{NO}(\text{g})$, a velocidade da reação ficará 12 vezes maior.
9. (Uerj) Considere a equação química global entre os compostos HBr e NO_2 .



Para desenvolver um estudo cinético, foram propostos os mecanismos de reação I e II, descritos na tabela, ambos contendo duas etapas.

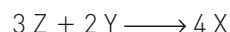
Etapa	Mecanismo	
	I	II
lenta	$\text{HBr} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{HBrO} + \text{NO}$	$2\text{HBr} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Br}_2$
rápida	$\text{HBr} + \text{HBrO} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$	$\text{H}_2 + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$

Realizou-se, então, um experimento no qual foi medida a velocidade da reação em função da concentração inicial dos reagentes, mantendo-se constante a temperatura. Observe os resultados obtidos:

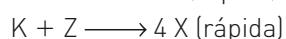
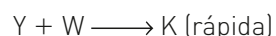
Concentração inicial ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)		Velocidade ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$)
HBr	NO_2	
0,01	0,01	0,05
0,02	0,01	0,10
0,01	0,02	0,10

Determine a ordem global da reação. Em seguida, indique qual dos dois mecanismos propostos representa essa reação global, justificando sua resposta.

10. (UEPG-PR) Considerando a seguinte reação genérica:

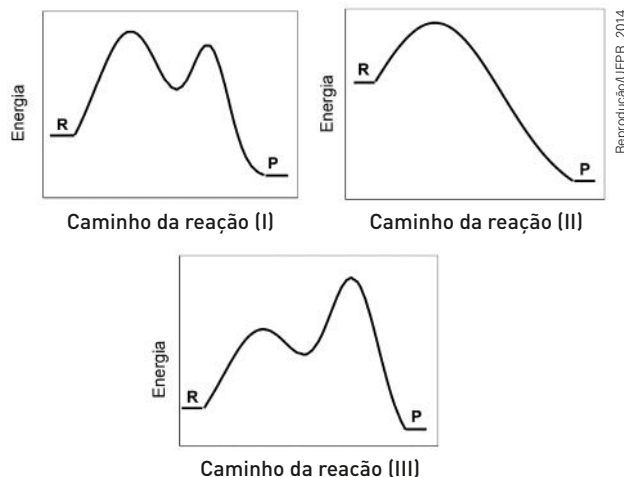


As etapas do mecanismo dessa reação estão abaixo representadas:



- 01) Se duplicar a concentração de Z, a velocidade quadruplica.
- 02) Se duplicar a concentração de Y, a velocidade dobra.
- 04) A ordem da reação é 3.
- 08) Se triplicar simultaneamente as concentrações de Z e Y, a velocidade da reação ficará 27 vezes maior.
- 16) A expressão da lei da velocidade da reação é a seguinte: $v = k[\text{Z}] \cdot [\text{Y}]$.
- 01, 02, 04 e 08.
11. (UFPR) Diagramas de energia fornecem informações importantes, tanto termodinâmicas quanto em relação ao mecanismo de reação, pois permitem determinar o número de etapas reacionais, presença de intermediários e ainda reconhecer qual etapa é mais lenta. A lei de velocidade é determinada pela etapa lenta de reação. A seguir

são fornecidos diagramas de energia para três reações hipotéticas.



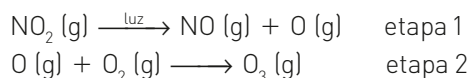
- Para cada diagrama de energia, indique se a reação libera (exergônica) ou absorve (endergônica) energia.
- Para cada diagrama de energia, indique se a reação ocorre em uma ou mais etapas. Nesse último caso indique quantas etapas e qual etapa determinará a lei de velocidades.

12. (UEM-PR)

Hoje a preocupação sobre poluição atmosférica está voltada ao poluente ozônio troposférico (O_3), relacionado ao câncer, à pneumonia e à asma. Paulo Saldiva, do laboratório de poluição atmosférica da USP, afirma que os veículos melhoraram a queima e diminuíram a emissão de CO, entretanto o O_3 ainda não está regulamentado. Para Saldiva, o comprador deve checar a emissão de hidrocarbonetos e óxidos nitrosos – que reagem e produzem O_3 – se quiser um carro menos inimigo da natureza

(Revista Galileu, Ed. Globo, agosto de 2012).

Dadas abaixo algumas reações químicas envolvidas na formação do O_3 troposférico e com base no texto acima, assinale o que for correto.



- O NO_2 liberado na queima de combustíveis fósseis é precursor da formação de O_3 , e o $\text{O}(\text{g})$ é considerado um intermediário de reação.
- Para a reação não elementar, mostrada no esquema reacional acima, a lei cinética é dada por $v = k[\text{NO}_2][\text{O}_2]$.
- No ser humano, o ar penetra pelo nariz, passa pela faringe, pela laringe, pela traqueia, pelos brônquios e pelos bronquíolos. A asma alérgica, causada por inalação de O_3 ou por outros

poluentes, está relacionada a um processo inflamatório nos brônquios e nos bronquíolos.

08) O NO_2 é um poluente atmosférico que, além de auxiliar na formação de O_3 troposférico, ainda pode gerar ácido nítrico na presença de água, causando chuvas ácidas.

16) As reações de formação de O_3 troposférico são favorecidas em cidades de clima quente, porque a elevação da temperatura propicia maior frequência de choques e com maior energia cinética entre as moléculas gasosas reagentes.

01, 04, 08 e 16.

13. (FSM/MED-CE)

Um estudo publicado pela revista *Nature* aponta que a quantidade de metano (CH_4) liberada por alguns poços de gás de xisto (cuja composição química padrão apresenta, além de outros compostos, o óxido de ferro (III) e o óxido de alumínio) seria cerca de 4 vezes maior que o previsto, o que o tornaria uma fonte de energia emissora de gás de efeito estufa tão nociva quanto o carvão. A combustão completa do metano produz outro gás estufa, o CO_2 , de acordo com a reação:



(www.lqes.iqm.unicamp.br. Adaptado.)

- Escreva as fórmulas químicas dos óxidos presentes na composição do xisto, sabendo que nesses compostos a carga do ferro e do alumínio é +3.
- Supondo que a reação de combustão completa do metano seja elementar, escreva a expressão da lei de velocidade dessa reação. Explique o que irá acontecer com a velocidade se a concentração do metano for dobrada e a concentração do oxigênio permanecer constante.

14. (Uespi) Três experimentos foram realizados para estudar a cinética da reação:



Experimento	Concentração inicial (mol/L)		Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
	ICl	H ₂	
1	1,5	1,5	3,7 · 10 ⁻⁷
2	3,0	1,5	7,4 · 10 ⁻⁷
3	3,0	4,5	22 · 10 ⁻⁷

De acordo com os dados obtidos experimentalmente, a lei de velocidade para essa reação é:

- $v = k[\text{H}_2]^2$
- $v = k[\text{ICl}]^2$
- $v = k[\text{ICl}][\text{H}_2]$
- $v = k[\text{ICl}]$
- $v = k[\text{H}_2]$

15. (Espcex/Aman) Os dados da tabela abaixo, obtidos experimentalmente em idênticas condições, referem-se à reação:



Experiência	Concentração de A [A] em mol · L ⁻¹	Concentração de B [B] em mol · L ⁻¹	Velocidade v em mol · L ⁻¹ · min ⁻¹
1	2,5	5,0	5,0
2	5,0	5,0	20,0
3	5,0	10,0	20,0

Baseando-se na tabela, são feitas as seguintes afirmações:

- I. A reação é elementar.
- II. A expressão da velocidade da reação é $v = k \cdot [A]^3 \cdot [B]^2$.
- III. A expressão da velocidade da reação é $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^0$.
- IV. Dobrando-se a concentração de B, o valor da velocidade da reação não se altera.
- V. A ordem da reação em relação a B é 1 (1ª ordem).

Das afirmações feitas, utilizando os dados citados, estão corretas apenas:

- a) I e II.
 - b) I, II e III.
 - c) II e III.
 - d) III e IV.
 - e) III, IV e V.
16. (UFPA) Os resultados de três experimentos, feitos para encontrar a lei de velocidade para a reação $2 NO(g) + 2 H_2(g) \longrightarrow N_2(g) + 2 H_2O(g)$, encontram-se na tabela abaixo.

Velocidade inicial de consumo de NO (g)			
Experimento	[NO] inicial (mol · L ⁻¹)	[H ₂] inicial (mol · L ⁻¹)	Velocidade de consumo inicial de NO (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
1	$4,0 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$1,2 \cdot 10^{-5}$
2	$8,0 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$4,8 \cdot 10^{-5}$
3	$4,0 \cdot 10^{-3}$	$4,0 \cdot 10^{-3}$	$2,4 \cdot 10^{-5}$

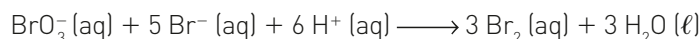
De acordo com esses resultados, é correto concluir que a equação de velocidade é:

- a) $v = k[NO][H_2]^2$.
 - b) $v = k[NO]^2[H_2]^2$.
 - c) $v = k[NO]^2[H_2]$.
 - d) $v = k[NO]^4[H_2]^2$.
 - e) $v = k[NO]^2[H_2]^{\frac{1}{2}}$.
17. (UFJF-MG) Alguns óxidos gasosos de nitrogênio e carbono são poluentes atmosféricos. A reação de NO₂ com monóxido de carbono gera NO e dióxido de carbono. Em um estudo cinético dessa reação, foram obtidos os seguintes dados para a velocidade da reação química em função das concentrações iniciais dos reagentes:

[NO ₂] (mol · L ⁻¹)	[CO] (mol · L ⁻¹)	Velocidade de reação (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)	Temperatura (K)
0,002	0,002	$1,0 \cdot 10^{-5}$	350
0,004	0,002	$4,0 \cdot 10^{-5}$	350
0,004	0,004	$4,0 \cdot 10^{-5}$	350
0,004	0,004	$6,0 \cdot 10^{-5}$	?

- a) Escreva a equação química balanceada que representa essa reação.
- b) Qual é a lei de velocidade para essa reação química?
- c) Qual é o valor da constante de velocidade dessa reação a 350 K? Apresente os cálculos.
- d) A temperatura da reação na última linha da tabela acima é maior, menor ou igual às outras três temperaturas de reação? Justifique sua resposta.

18. (PUC-SP) O ânion bromato reage com o ânion brometo em meio ácido gerando a substância simples bromo segundo a equação:



A cinética dessa reação foi estudada a partir do acompanhamento dessa reação a partir de diferentes concentrações iniciais das espécies $\text{BrO}_3^- (\text{aq})$, $\text{Br}^- (\text{aq})$ e $\text{H}^+ (\text{aq})$.

Ao analisar esse processo foram feitas as seguintes observações:

- I. Trata-se de uma reação de oxidorredução.
- II. O ânion brometo (Br^-) é o agente oxidante do processo.
- III. A lei cinética dessa reação é $v = k [\text{BrO}_3^-] [\text{Br}^-] [\text{H}]^2$.

Pode-se afirmar que estão corretas:

- a) I e II, somente. **x b) I e III, somente.** c) II e III, somente. d) I, II e III.

Experimento	1	2	3	4
$[\text{BrO}_3^-] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	0,10	0,20	0,10	0,20
$[\text{Br}^-] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	0,10	0,10	0,30	0,10
$[\text{H}^+] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	0,10	0,10	0,10	0,20
Taxa relativa	v	2 v	3 v	8 v

19. (UFRGS-RS) Uma reação genérica em fase aquosa apresenta a cinética descrita abaixo.



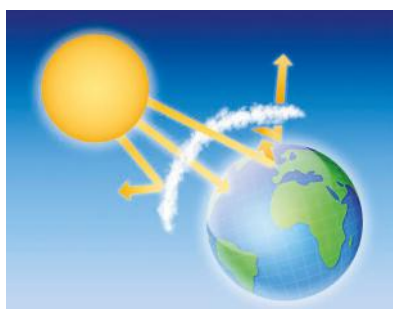
A velocidade dessa reação foi determinada em dependência das concentrações dos reagentes, conforme os dados relacionados a seguir.

$[\text{A}] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$[\text{B}] (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$v (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$
0,01	0,01	$3,0 \cdot 10^{-5}$
0,02	0,01	x
0,01	0,02	$6,0 \cdot 10^{-5}$
0,02	0,02	y

Assinale, respectivamente, os valores de x e y que completam a tabela de modo adequado.

- a) $6,0 \cdot 10^{-5}$ e $9,0 \cdot 10^{-5}$
b) $6,0 \cdot 10^{-5}$ e $12,0 \cdot 10^{-5}$
c) $12,0 \cdot 10^{-5}$ e $12,0 \cdot 10^{-5}$
x d) $12,0 \cdot 10^{-5}$ e $24,0 \cdot 10^{-5}$
e) $18,0 \cdot 10^{-5}$ e $24,0 \cdot 10^{-5}$

20. (Fepar-PR)



Reprodução/FEPAR-PR, 2017.

Um dos grandes problemas ambientais nas últimas décadas tem sido a redução da camada de ozônio. Uma das reações que contribui para a destruição dessa camada é expressa pela seguinte equação:



Os dados abaixo foram coletados em laboratório, a 25 °C.

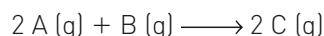
Experiência	$[\text{NO}] / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$[\text{O}_3] / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Velocidade / $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
1	$1 \cdot 10^{-6}$	$3 \cdot 10^{-6}$	$0,66 \cdot 10^{-4}$
2	$1 \cdot 10^{-6}$	$6 \cdot 10^{-6}$	$1,32 \cdot 10^{-4}$
3	$1 \cdot 10^{-6}$	$9 \cdot 10^{-6}$	$1,98 \cdot 10^{-4}$
4	$2 \cdot 10^{-6}$	$9 \cdot 10^{-6}$	$3,96 \cdot 10^{-4}$
5	$3 \cdot 10^{-6}$	$9 \cdot 10^{-6}$	$5,94 \cdot 10^{-4}$

Considere os dados e avalie as afirmativas.

- () A expressão da lei da velocidade é $v = k [\text{NO}] [\text{O}_3]^2$.
() A reação é de segunda ordem.
() O valor da constante da velocidade é $7,3 \cdot 10^{14}$.
() A velocidade fica inalterada se variarmos igualmente as concentrações de NO e O_3 .
() Se o uso de um catalisador provocasse o aumento de velocidade da reação, isso seria consequência da diminuição da energia de ativação do sistema.

F - V - F - F - V.

21. (UPF-PR) Os dados da tabela abaixo foram obtidos experimentalmente, a certa temperatura e pressão constante, para a reação química genérica:



[A] (mol · L ⁻¹)	[B] (mol · L ⁻¹)	Velocidade (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
0,100	0,150	1,8 · 10 ⁻⁵
0,100	0,300	7,2 · 10 ⁻⁵
0,050	0,300	3,6 · 10 ⁻⁵

Considerando-se os dados apresentados e a reação dada, analise as seguintes afirmações:

- A equação de velocidade da reação é $v = k [A] [B]^2$.
- O valor da constante de velocidade, k , é $8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
- A ordem global da reação é 3.
- A constante de velocidade, k , depende exclusivamente da concentração dos reagentes da reação.
- A velocidade da reação quando $[A] = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e quando $[B] = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ é:
 $v = 8,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.

Está correto apenas o que se afirma em:

- a) I, II, III e IV. c) I, II e V. e) II, III e V.
 x b) I, III e V. d) II, III e IV.

22. (UPM-SP) No estudo cinético do processo químico equacionado por $A (g) + B (g) + C (g) \rightarrow D (g)$ foram realizados experimentos a uma dada temperatura T por meio dos quais foram obtidos os dados que se encontram na tabela abaixo:

Experimento	[A] (mol · L ⁻¹)	[B] (mol · L ⁻¹)	[C] (mol · L ⁻¹)	v (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
I	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-5}$
II	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$2 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-5}$
III	$1 \cdot 10^{-1}$	$2 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$2 \cdot 10^{-5}$
IV	$2 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$4 \cdot 10^{-5}$

A partir desses dados, foram feitas as seguintes afirmações:

- Trata-se de um processo de ordem global igual a 3.
- A expressão da velocidade cinética do processo é dada por $v = k \cdot [A] \cdot [B] \cdot [C]$.
- O valor da constante de proporcionalidade k na temperatura T é de 0,01.

É correto dizer que

- x a) apenas I e III são verdadeiras.
 b) apenas I e II são verdadeiras.
 c) apenas I é verdadeira.

- d) apenas II é verdadeira.
 e) apenas III é verdadeira.

23. (UFPR)

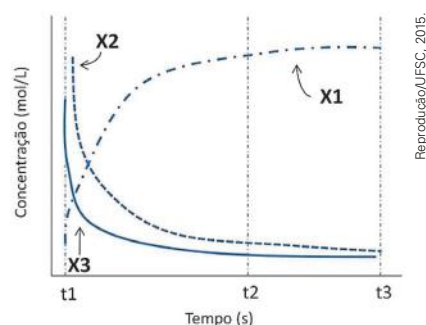
O cromo é um metal bastante utilizado em processos industriais e seu descarte impróprio causa diversas preocupações devido à sua alta toxicidade, no estado de Cr (VI) em humanos, animais e plantas. Recentemente, pesquisadores propuseram uma forma de tratar resíduos de Cr (VI) utilizando um agente redutor natural, a epigallocatequina galato (EGCG), um polifenol presente nas folhas de chá verde. A EGCG reduz Cr (VI) a Cr (III) que é menos tóxico e tende a precipitar ou a se ligar ao solo em meio alcalino. O estudo cinético dessa reação foi realizado em três concentrações diferentes de Cr (VI), em pH = 6,86, temperatura ambiente e em concentração de EGCG muito superior à de Cr (VI), condição em que se pode considerar que [EGCG] permanece praticamente inalterada. Os dados de concentração inicial de cromo VI ($[Cr(VI)]_0$) e velocidade inicial (v_0) são mostrados na tabela:

Experimento	$[Cr(VI)]_0 / \mu M$	$v_0 / \mu M \text{min}^{-1}$
1	40	0,64
2	30	0,48
3	20	0,32

(Fonte: Liu, K., Shi, Z., Zhou, S., Reduction of hexavalent chromium using epigallocatechin gallate in aqueous solutions: kinetics and mechanism, RSC Advances, 2016, 6, 67196.)

- Forneça a lei de velocidade para a reação mencionada.
- Qual é a ordem de reação com relação a Cr (VI)? Por quê?
- Qual é o valor da constante cinética observável k_{obs} ($k_{\text{obs}} = k[EGCG]^n$) dessa reação? Mostre o cálculo.

24. (UFSC) Considere uma reação química na qual estão envolvidas três substâncias distintas, identificadas como X1, X2 e X3. A reação tem início no instante t_1 e é dada por completa quando o tempo t_3 é atingido. O diagrama que representa a variação nas concentrações das substâncias envolvidas na reação é mostrado abaixo:



Com base nos dados, é correto afirmar que:

- 01) X1 e X2 são reagentes, ao passo que X3 é o produto da reação.
- 02) X3 é um catalisador para a reação.
- 04) X1 é produto da reação.
- 08) se fosse utilizado um catalisador para a reação, a concentração de X1 diminuiria com o tempo.
- 16) a reação em questão apresenta molecularidade um.
- 32) o uso de um catalisador reduziria a energia de ativação da reação entre X2 e X3, promovendo a formação mais rápida de X1.

04 e 32.

25. (UEM-PR) Assinale o que for correto.

- 01) A rapidez de uma reação é também conhecida como velocidade média de uma reação, que é definida pela razão entre a massa de reagente de uma dada substância e o tempo.
- 02) Na formação do dióxido de carbono através da reação entre metano (CH_4 (g)) e oxigênio (O_2 (g)) observou-se que a taxa de consumo de oxigênio foi de $4 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$. Nesta avaliação, tem-se que a velocidade de consumo do metano é de $8 \text{ mol} \cdot \text{min}^{-1}$.
- 04) A energia de ativação pode ser também interpretada como uma “proteção” para evitar que muitas reações ocorram, como a reação de formação da água H_2 (g) + $1/2 \text{ O}_2$ (g) $\rightarrow$ H_2O (g). Esta reação é explosiva e não se inicia espontaneamente devido à barreira da energia de ativação.
- 08) Em uma reação que ocorre em várias etapas, cada etapa tem a sua própria energia de ativação. A velocidade global da reação será igual à velocidade da etapa que tiver a maior energia de ativação, ou seja, a velocidade da etapa mais lenta.
- 16) Considere que a equação “ $\text{A} + 2 \text{ B} \rightarrow$ produtos” represente uma reação cuja equação de velocidade é dada por $v = k[\text{A}][\text{B}]$. Considere ainda que, quando a concentração de A é igual a $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e a de B é $4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a velocidade da reação seja $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ min}^{-1}$. A partir desses valores, a constante de velocidade calculada é igual a $0,125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

04, 08 e 16.

26. (UEM-PR) Sobre os conceitos de cinética química, assinale o que for correto.

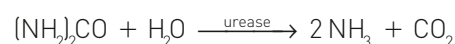
- 01) A reação $2 \text{ A} + \text{D} \rightarrow \text{A}_2\text{D}$ é classificada como elementar se $v = k[\text{A}][\text{D}]^2$.
- 02) Se a velocidade da reação $2 \text{ A} + 2 \text{ D} \rightarrow \text{E} + \text{G}$ duplicar ao duplicar-se [A] mantendo-se [D]

constante, então a reação é de segunda ordem em relação a A.

- 04) Se a reação global $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ possuir a etapa intermediária lenta $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$, então a lei de velocidade é $v = k[\text{CaO}]^2[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]$.
- 08) Considerando que a reação $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}$ é elementar, sua molecularidade é igual a 2.
- 16) É possível aumentar o rendimento da reação N_2 (g) + 3 H_2 (g) $\rightarrow 2 \text{ NH}_3$ (g) ($\Delta H < 0$) combinando-se um aumento da temperatura e da pressão do sistema, pois esse procedimento, feito com valores adequados de temperatura e pressão, afeta, neste caso, de forma favorável, o balanço entre a cinética e o equilíbrio químico da reação.

01, 08 e 16.

27. (PUC-RJ) A decomposição enzimática da ureia se dá pela ação da enzima urease em grande excesso de água.



A lei de velocidade dessa reação é:

$$\text{vel} = k[(\text{NH}_2)_2\text{CO}] [\text{urease}]$$

Onde vel é a velocidade da reação, e os termos entre colchetes são as concentrações de ureia e urease num determinado instante, e k é a constante de velocidade.

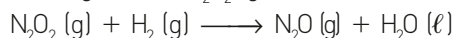
Sobre a reação, a única opção incorreta é:

- a) a urease é catalisador da reação.
- b) a ordem global da reação é igual a 2.
- c) a ordem de reação do reagente H_2O é zero nessas condições de reação.
- x d)** o valor da constante de velocidade da reação não varia em função da temperatura de reação.
- e) quando as concentrações de ureia e de urease são diminuídas para metade dos valores iniciais, a velocidade instantânea é quatro vezes menor em relação à inicial.

28. (UEM-PR) Assinale o que for correto.

- 01) Quanto maior a ordem de reação em relação a um reagente, menor é a dependência existente entre a concentração em quantidade de matéria desse reagente e a velocidade da reação global.
- 02) Um aumento de temperatura provoca um aumento da energia cinética das moléculas reagentes, fazendo que sua energia total se torne mais próxima, igual ou maior do que a energia de ativação.

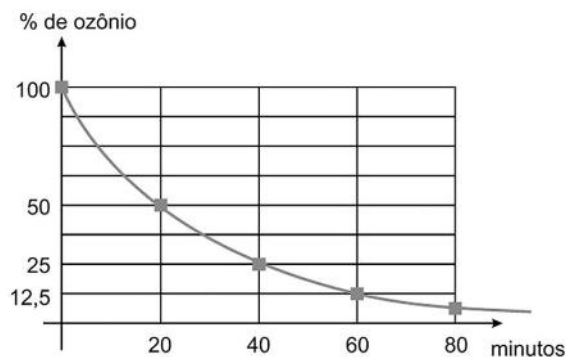
- 04) Um aumento de temperatura provoca um aumento de velocidade de reações exotérmicas e endotérmicas.
- 08) Uma reação é dita de autocatálise quando um dos produtos atua como catalisador da reação.
- 16) As reações seguintes possuem molecularidades diferentes:



02, 04 e 08.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

O gás ozônio, de fórmula molecular O_3 , tem se tornado uma alternativa para o tratamento da água. O gás ozônio é produzido quando uma corrente alternada é descarregada na presença de oxigênio; entre suas aplicações estão a desinfecção de efluentes e a clarificação da água por remoção de metais em suspensão, como ferro e manganês. O O_3 é uma substância instável e o estudo da cinética de decomposição dessa substância resulta no gráfico de meia-vida a seguir.



Reprodução/USCS, 2015.

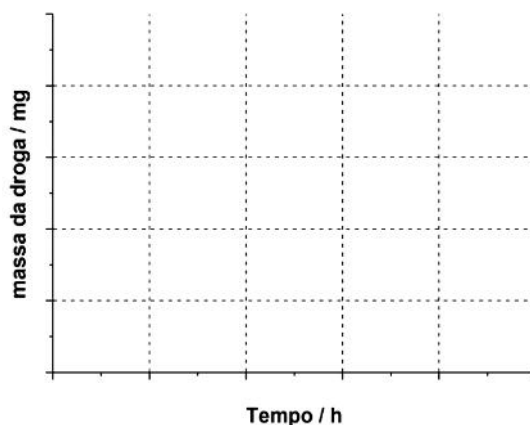
29. (USCS/MED-SP) O ozônio deve estar presente em uma concentração mínima de $0,1 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ para ser eficiente na descontaminação de água que contenha coliformes fecais.
- a) Escreva a equação balanceada que representa a formação do gás ozônio a partir do gás oxigênio.
- b) Supondo que seja injetado no efluente uma quantidade de ozônio correspondente a $3,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ de ozônio por litro e considerando que a massa molar do ozônio é igual a $48 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, determine, em minutos, por quanto tempo esse gás será

eficiente no processo de descontaminação. Mostre os cálculos.

30. (Unicamp-SP) A 2,5-dimetoxi-4-bromoanfetamina, DOB, é um potente alucinógeno comercializado dentro de cápsulas, em doses de 1,5 mg. Essa quantidade é tão pequena que a droga é conhecida como "cápsula do vento" ou "cápsula da morte". A literatura não traz informações sobre valores de dose letal, mas a ingestão de duas cápsulas da droga tem grandes chances de levar o usuário a uma *overdose*.

- a) Se o volume interno da cápsula em que se comercializa a droga é de $1,0 \text{ cm}^3$, quanto vale a relação $m_{\text{DOB}}/m_{\text{ar}}$ no interior da cápsula? Considere desprezível o volume ocupado pelo DOB sólido, considere a pressão interna de $100\,000 \text{ Pa}$ e a temperatura de 25°C .
- b) Imagine que um indivíduo ingere uma cápsula contendo 1,5 mg de DOB ao mesmo tempo que outro indivíduo ingere um comprimido contendo 10 mg de *ecstasy*. Baseando-se apenas no fato de que a meia-vida do DOB no organismo é de 12 horas e a do *ecstasy* é de 1,5 hora (uma hora e meia), **qual dos dois indivíduos teria maior massa do princípio ativo da droga após 12 horas?** Na figura apresentada no espaço abaixo, construa as curvas de decaimento das duas drogas no organismo para justificar sua resposta.

Dados: m_{DOB} (massa de DOB); m_{ar} (massa de ar no interior da cápsula); massa molar do ar = $29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $R = 8,3 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1}$, $T/\text{K} = 273 + t/^\circ\text{C}$.



Reprodução/UNICAMP, 2016.

Equilíbrios químicos moleculares

UNIDADE

7

A imagem de abertura desta unidade mostra uma pessoa se equilibrando em uma corda. Esse equilíbrio pode ser perdido por uma série de fatores, como um vento forte, um movimento errado ou a perda de concentração do equilibrista.

Será que equilíbrios físicos são iguais a equilíbrios químicos? Quais fatores podem alterar um equilíbrio químico?

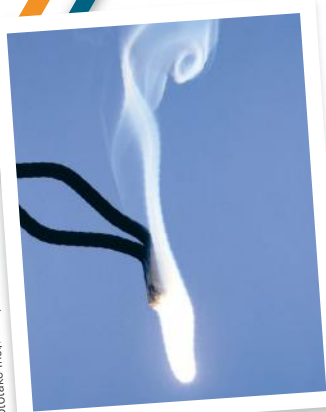
Veclaw P3/Shutterstock



NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- O que é um equilíbrio químico.
- Expressão da constante de equilíbrio.
- Determinação do valor da constante de equilíbrio.
- Interpretação do valor da constante de equilíbrio.
- Fatores que deslocam um equilíbrio químico.

Processos reversíveis



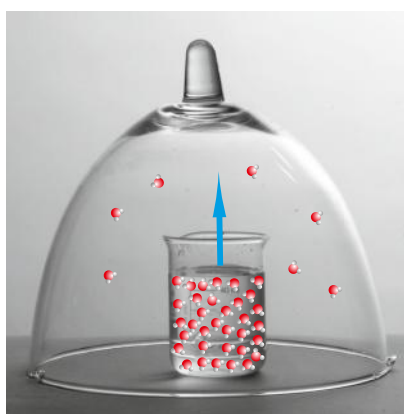
Phototake Inc./Alamy/Glow Images

// A queima do magnésio consiste na sua reação com o gás oxigênio presente no ar atmosférico, produzindo óxido de magnésio. Essa reação termina quando todo o magnésio é consumido.

Várias reações ocorrem mediante o consumo total dos reagentes envolvidos ou de pelo menos um deles.

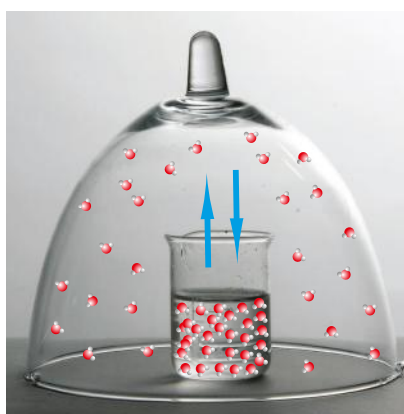
No entanto, existem vários processos reversíveis. Um exemplo de um processo físico reversível é o que ocorre com a água líquida em um frasco fechado.

Quando montamos um sistema fechado com água líquida nas condições ambientes, notamos que o nível da água líquida no frasco vai diminuindo com o passar do tempo, até ficar constante.

Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora
Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

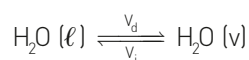
Inicialmente, teremos somente a vaporização da água líquida. Com o passar do tempo, a quantidade de água líquida diminui e a quantidade de vapor de água aumenta, começando a ocorrer a condensação do vapor de água.

Quando a quantidade de água líquida permanece constante, o vapor de água atinge sua pressão máxima de vapor.



A representação $\rightleftharpoons$ indica processos reversíveis.

Nesse instante, a velocidade de vaporização se iguala à velocidade de condensação e se estabelece um equilíbrio.



v_d = velocidade de vaporização

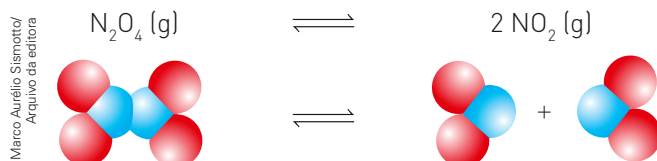
v_i = velocidade de condensação

Após atingido o equilíbrio, as quantidades de água líquida e de vapor não se alteram mais, porém ainda estão ocorrendo simultaneamente a vaporização e a condensação.

Esse e outros equilíbrios podem ser representados pelo gráfico ao lado. Quando esses equilíbrios envolvem reações químicas reversíveis, são chamados **equilíbrios químicos**; já os equilíbrios químicos que envolvem substâncias moleculares são chamados **equilíbrios químicos moleculares**.

Uma consequência importante do fato de as duas velocidades serem iguais na situação de equilíbrio é que as quantidades dos participantes permanecem constantes, porém não obrigatoriamente iguais.

Veja agora um processo químico em que ocorre um equilíbrio:



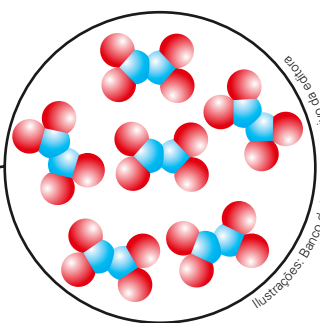
Na verdade, essa equação corresponde à ocorrência simultânea de duas reações opostas:

- reação direta — decomposição do N_2O_4 : $\text{N}_2\text{O}_4 \longrightarrow 2 \text{NO}_2$
- reação inversa — associação do NO_2 : $2 \text{NO}_2 \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$

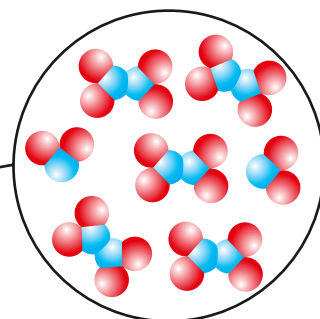
Vamos estudar esse equilíbrio partindo de um frasco (A) contendo somente N_2O_4 (incolor). À medida que as moléculas de N_2O_4 se decompõem, originando NO_2 , começa a aparecer uma coloração castanha no frasco (B).



// Frasco contendo N_2O_4 .

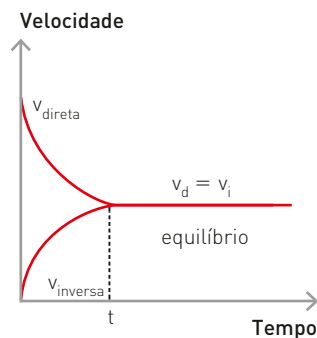


// Frasco contendo N_2O_4 e NO_2 .



No início, a velocidade de decomposição é máxima, pois temos a maior concentração de $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$. No entanto, à medida que sua concentração diminui, também diminui a sua velocidade de decomposição.

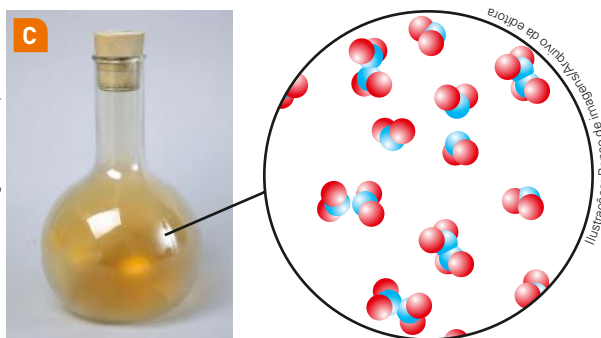
$$v_{\text{direta}} = k_d [\text{N}_2\text{O}_4]$$



CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Banco de imagens/Arquivo da editora



// Reação em equilíbrio.

Com o passar do tempo, a concentração de NO_2 , que era igual a zero no instante inicial, aumenta. Esse aumento é perceptível visualmente pelo aumento da intensidade da coloração castanha. Consequentemente, aumenta o número de choques entre suas moléculas, que, com isso, regeneram o N_2O_4 .

$$v_{\text{inversa}} = k_i[\text{NO}_2]^2$$

Após certo tempo, notamos que a coloração do frasco (C) não mais se altera, o que se deve ao fato de a velocidade da reação direta ser igual à velocidade da reação inversa, ou seja, foi atingido o equilíbrio.

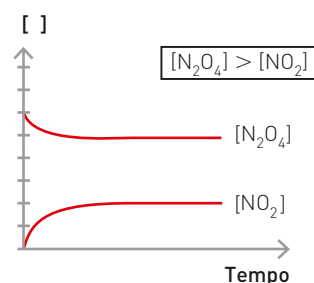
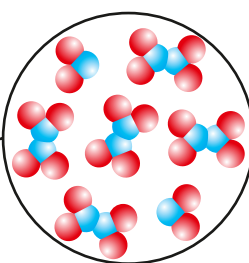
Dependendo das condições em que se estabelece o equilíbrio, podemos ter três possibilidades:

CORES FANTASIA

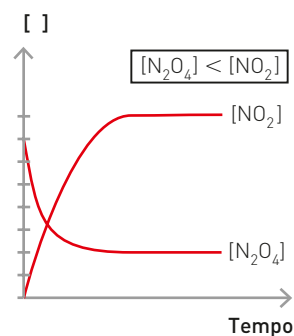
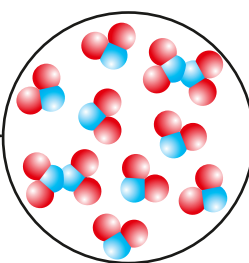
AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



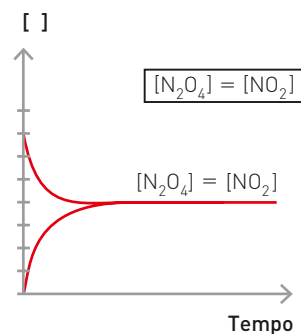
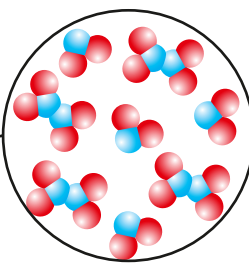
// Nesta situação de equilíbrio, a concentração de N_2O_4 é maior do que a de NO_2 .



// Nesta situação de equilíbrio, a concentração de NO_2 é maior do que a de N_2O_4 .



// Nesta situação de equilíbrio, as concentrações de N_2O_4 e NO_2 são iguais.



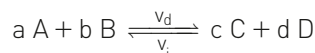
Em qualquer uma das três situações de equilíbrio, temos algumas características gerais dos equilíbrios:

- as reações direta e inversa continuam ocorrendo simultaneamente, o que torna esse equilíbrio **dinâmico**;
- nos equilíbrios, a velocidade da reação direta é sempre igual à velocidade da inversa;
- a não ocorrência de mudança no sistema significa que as concentrações no equilíbrio permanecem constantes;
- esse tipo de equilíbrio somente é obtido em **sistema fechado**, a dada temperatura.

Constante de equilíbrio

A expressão da constante de equilíbrio foi formulada pela primeira vez pelos noruegueses Cato Maximilian Guldberg (1836-1902) e Peter Waage (1833-1900), em 1863, e enunciada como **Lei da ação das massas**.

Para um equilíbrio em que todos os participantes formam um sistema homogêneo, isto é, um equilíbrio homogêneo, genericamente representado por:



a velocidade das reações pode ser expressa por:

$$\begin{aligned} v_d &= k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b & \text{velocidade direta} &= v_d \\ v_i &= k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d & \text{velocidade inversa} &= v_i \end{aligned}$$

No equilíbrio, as velocidades são iguais, logo:

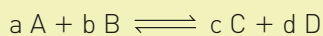
$$v_d = v_i$$

$$k_1 [A]^a \cdot [B]^b = k_2 [C]^c \cdot [D]^d$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Como k_1 e k_2 são constantes, a relação $\frac{k_1}{k_2}$ também é constante. A essa nova constante foi dado o nome **constante de equilíbrio**, representada por K_e ou ainda K_c (constante de equilíbrio em termos de concentração).

No equilíbrio, temos a expressão da K_c em termos de concentração:



$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Veja alguns exemplos da expressão da K_c para equilíbrios homogêneos:

- $2 \text{SO}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ $K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$
- $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (\text{g})$ $K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$
- $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{Cu}^+ (\text{aq})$ $K_c = \frac{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{Cu}^+]}{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{Cu}^{2+}]}$

Nos equilíbrios heterogêneos, os reagentes e os produtos estão em mais de uma fase.

Um exemplo de equilíbrio heterogêneo é a reação que ocorre entre o Fe (s) e o vapor de água [H₂O (v)], produzindo magnetita [Fe₃O₄ (s)] e gás hidrogênio [H₂ (g)].



Nesse equilíbrio temos duas fases sólidas, Fe (s) e Fe₃O₄ (s), e uma fase gasosa, constituída de H₂O (v) e H₂ (g).

Vamos, inicialmente, escrever a expressão da constante de equilíbrio, como apresentada em equilíbrios homogêneos, representando a constante por K'_c.

$$K'_c = \frac{[\text{Fe}_3\text{O}_4][\text{H}_2]^4}{[\text{Fe}]^3[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

Os sólidos e os líquidos puros, apesar de participarem dos equilíbrios, apresentam concentrações constantes a determinada temperatura. Considerando esse fato, podemos reescrever a expressão da constante de equilíbrio:

$$\underbrace{\frac{[\text{Fe}]^3}{[\text{Fe}_3\text{O}_4]}}_{\text{constante}} \cdot K'_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

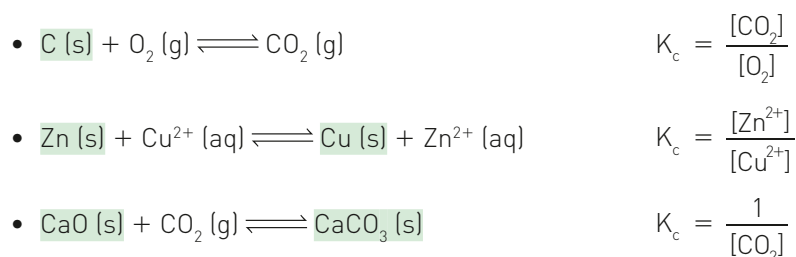
O produto $\frac{[\text{Fe}]^3}{[\text{Fe}_3\text{O}_4]} \cdot K'_c$ corresponde à constante de equilíbrio: K_c.

Dessa maneira, ao escrever a expressão da constante de equilíbrio para sistemas heterogêneos, omitimos as concentrações dos participantes sólidos ou líquidos puros.

Para esse equilíbrio, temos:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

Veja outros exemplos:

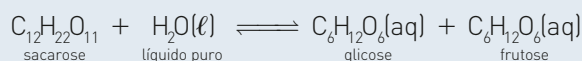


A concentração em mol/L de uma substância pura sólida ou líquida depende de sua densidade e massa molar:

$$\left. \begin{aligned} d &= \frac{m}{V} \Rightarrow \cancel{m} = dV \\ \eta &= \frac{\cancel{m}}{MV} \end{aligned} \right\} \eta = \frac{\cancel{dV}}{\cancel{M}V} \Rightarrow \eta = \frac{d}{M}$$

Como a dada temperatura a densidade de uma substância pura sólida ou líquida é uma constante, sua concentração em mol/L também é uma constante.

No equilíbrio:



o volume de uma solução aquosa diluída é praticamente igual ao volume da água. 1 L de água tem massa aproximada de 1 000 g.

Assim, podemos calcular a concentração em mol/L da água (H_2O : massa molar = $18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$):

$$\eta = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ L}} = 55,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Esse valor é uma constante.

Logo, podemos concluir que o $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ presente em qualquer equilíbrio em meio aquoso (aq) não fará parte da expressão da K_c . Assim, a expressão da K_c é:

$$K_c = \frac{[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] \cdot [\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6]}{[\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}]}$$

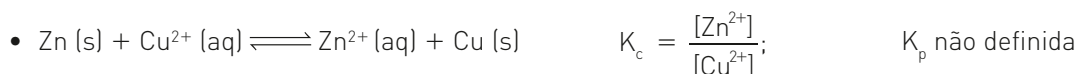
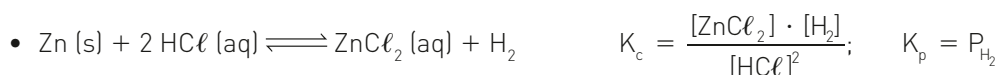
Constante de equilíbrio em termos de pressão

Até agora, a expressão do equilíbrio foi dada em termos de concentração mol/L (K_c). No entanto, em equilíbrios nos quais pelo menos um dos participantes é um **gás**, a constante de equilíbrio pode ser expressa em termos de pressões parciais dos gases envolvidos e, nesse caso, será representada por K_p .

Assim, as expressões de K_c e K_p para os equilíbrios a seguir, por exemplo, são dadas por:



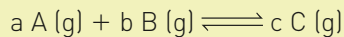
em que P_{CO} , P_{O_2} e P_{CO_2} são as pressões parciais dos gases.



- Na expressão de K_c **não** devem ser representados os componentes **sólidos**.
- Na expressão de K_p **só** devem ser representados os componentes **gasosos**.
- Tanto K_c quanto K_p (constantes de equilíbrio) **só variam com a temperatura**.

Relação entre K_c e K_p

Dada a equação de uma reação genérica:



temos:

$$K_c = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad K_p = \frac{(P_C)^c}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

Lembrando que a equação geral dos gases é:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

e aplicando essa expressão para os componentes da reação genérica, obtemos:

$$\begin{aligned} P_A \cdot V &= n_A \cdot R \cdot T & P_B \cdot V &= n_B \cdot R \cdot T & P_C \cdot V &= n_C \cdot R \cdot T \\ P_A &= \frac{n_A}{V} \cdot R \cdot T & P_B &= \frac{n_B}{V} \cdot R \cdot T & P_C &= \frac{n_C}{V} \cdot R \cdot T \end{aligned}$$

Como a concentração em mol/L do gás é $\frac{n}{V}$, temos:

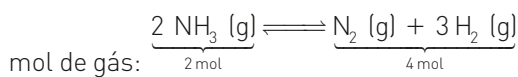
$$P_A = [A] \cdot R \cdot T \quad P_B = [B] \cdot R \cdot T \quad P_C = [C] \cdot R \cdot T$$

Substituindo esses dados na expressão da K_p , obtemos:

$$K_p = \frac{([C] \cdot R \cdot T)^c}{([A] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([B] \cdot R \cdot T)^b} \Rightarrow K_p = \frac{[C]^c \cdot (R \cdot T)^c}{[A]^a \cdot [B]^b \cdot (R \cdot T)^a \cdot (R \cdot T)^b}$$

$$K_p = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot (R \cdot T)^{c - (a + b)} \Rightarrow K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

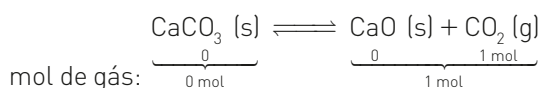
Δn indica a variação do número de mol das espécies no estado gasoso. Veja alguns exemplos da aplicação da relação $K_p = K_c$:



$$\Delta n = 4 - 2 = 2$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^2$$



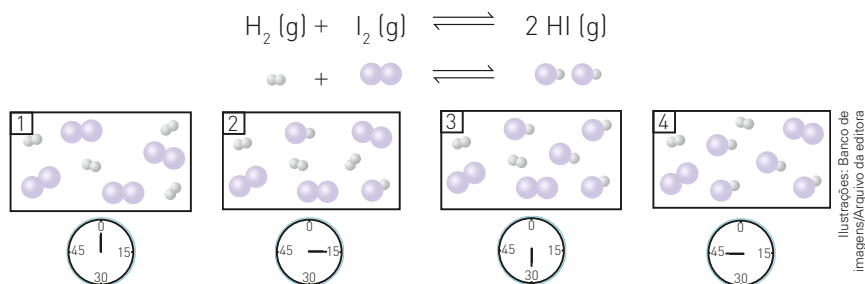
$$\Delta n = 1 - 0 = 1$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

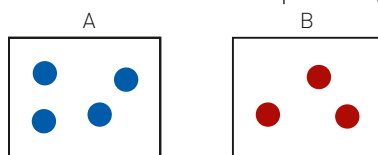
$$K_p = K_c \cdot (RT)^1$$

Fundamentando seus conhecimentos

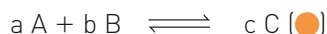
Observe as ilustrações e responda às questões 1 a 3.



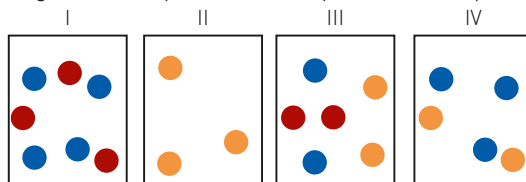
1. A partir de que instante o sistema atingiu o equilíbrio?
2. Escreva em seu caderno a expressão da K_c .
3. Esboce um gráfico, indicando o número de moléculas de todos os participantes nas ordenadas e o tempo em minutos, do início até 45 minutos, nas abscissas.
4. As substâncias A e B, inicialmente contidas em frascos separados,



são colocadas em contato e reagem estabelecendo um equilíbrio:



Indique, entre os esquemas seguintes, o que melhor representa o equilíbrio:



5. Escreva em seu caderno a expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração (K_c) para os seguintes equilíbrios, classificando-os em homogêneos ou heterogêneos.

I. $2 \text{ NO (g)} + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ NO}_2 (\text{g})$

II. $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$

III. 1 ácido + 1 álcool $\rightleftharpoons$ 1 éster + 1 água

IV. $4 \text{ HCl (g)} + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ H}_2\text{O (g)} + 2 \text{ Cl}_2 (\text{g})$

V. $\text{C (s)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{CO (g)} + \text{H}_2 (\text{g})$

VI. $\text{Mg (s)} + 2 \text{ H}^+ (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
6. Escreva em seu caderno o equilíbrio apresentado pela seguinte K_c :

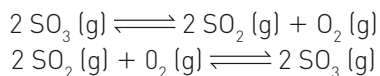
$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

7. Escreva em seu caderno as expressões das constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c) e de pressão (K_p), classificando os equilíbrios em homogêneos ou heterogêneos.

a) $2 \text{ NH}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{ H}_2 (\text{g})$

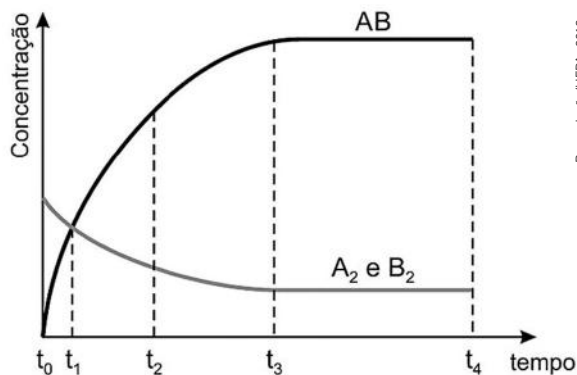
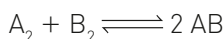
b) $3 \text{ Fe (s)} + 4 \text{ H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{s}) + 4 \text{ H}_2 (\text{g})$

c) $2 \text{ BaO}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{ BaO (s)} + \text{O}_2 (\text{g})$
8. Estabeleça uma relação entre as expressões de K_c na mesma temperatura para os equilíbrios:



Desenvolvendo seus conhecimentos

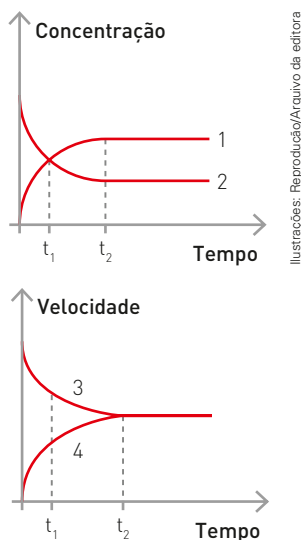
- (Fatec-SP) Nas condições ambientes, é exemplo de sistema em estado de equilíbrio uma:
 - xícara de café bem quente.
 - garrafa de água mineral gasosa fechada.
 - chama uniforme de bico de Bunsen.
 - porção de água fervendo em temperatura constante.
 - tigela contendo feijão cozido.
- (UFPA) O gráfico abaixo se refere ao comportamento da reação



Reprodução/UFPA, 2016.

Pode-se afirmar que o equilíbrio dessa reação será alcançado quando o tempo for igual a:

- t_0 .
 - t_1 .
 - t_2 .
 - t_3 .
 - t_4 .
- (UFG-GO) Os seguintes gráficos representam variáveis de uma reação química:

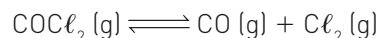


Ilustrações: Reprodução/Arquivo da editora

Os gráficos indicam:

- No instante t_1 , a velocidade da reação direta é igual à da inversa.
- Após t_2 , não ocorre reação.
- No instante t_1 , a reação atingiu o equilíbrio.
- A curva 4 corresponde à velocidade da reação inversa.
- No ponto de intersecção das curvas 3 e 4, a concentração de produtos é igual à de reagentes.

- Considere o equilíbrio à temperatura constante:



No quadro está representada a concentração de COCl_2 .

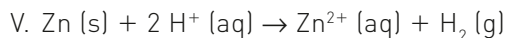
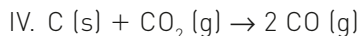
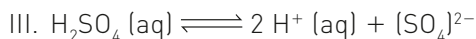
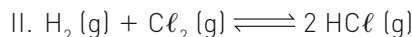
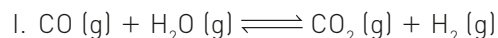
Tempo	Concentração de COCl_2 em mol/L
t_1	20
t_2	10
t_3	6
t_4	6
t_5	6

- Escreva a expressão da constante de equilíbrio. Faça um gráfico a partir dos dados da tabela.
 - A partir de que instante o equilíbrio se estabelece? Justifique sua resposta.
- (UFMA) Indique a expressão correta, com base na Lei da ação das massas, para a reação a seguir:



- $\frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4}$
- $\frac{[\text{CS}_2] + 4[\text{H}_2]}{[\text{CH}_4] + 2[\text{H}_2\text{S}]}$
- $\frac{[\text{CH}_4] \cdot 2[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{CS}_2] \cdot 4[\text{H}_2]}$
- $\frac{[\text{CS}_2] \cdot 4[\text{H}_2]}{[\text{CH}_4] \cdot 2[\text{H}_2\text{S}]}$
- $\frac{[\text{CH}_4] + 2[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{CS}_2] + 4[\text{H}_2]}$

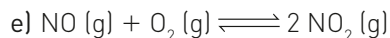
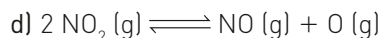
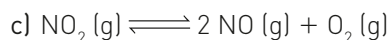
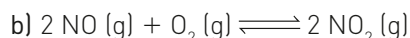
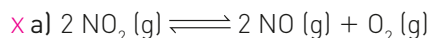
6. Escreva a expressão das constantes de equilíbrio para K_c para as seguintes reações reversíveis:



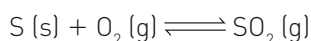
7. (PUC-RS) É dada a seguinte expressão da constante de equilíbrio em termos de concentração de produtos e reagentes:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

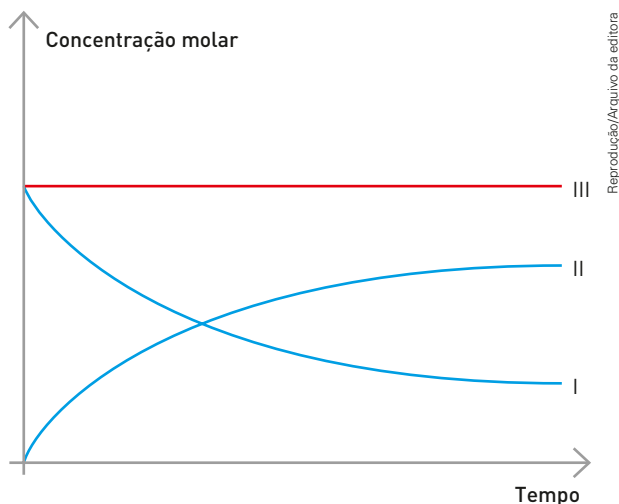
A equação química que pode ser representada por essa expressão é:



8. (Vunesp-SP) Estudou-se a cinética da reação



realizada a partir de enxofre e oxigênio em um sistema fechado. Assim as curvas I, II e III do gráfico abaixo representam as variações das concentrações dos componentes com o tempo desde o momento da mistura até o sistema atingir o equilíbrio.



As variações das concentrações de S, de O_2 e de SO_2 são representadas, respectivamente, pelas curvas:

a) I, II e III.

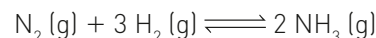
b) II, III e I.

☒ c) III, I e II.

d) I, III e II.

e) III, II e I.

9. (Unifor-CE) O equilíbrio químico



tem constante em termos de pressões parciais, K_p , expressa pela relação:

a) $\frac{P_{\text{N}_2} + (P_{\text{H}_2})^2}{(P_{\text{NH}_3})^2}$

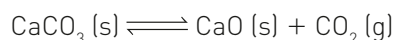
b) $\frac{2 P_{\text{NH}_3}}{P_{\text{N}_2} \cdot 3 P_{\text{H}_2}}$

☒ c) $\frac{(P_{\text{NH}_3})^2}{P_{\text{N}_2} \cdot (P_{\text{H}_2})^3}$

d) $\frac{(P_{\text{NH}_3})^2}{P_{\text{N}_2} + (P_{\text{H}_2})^3}$

e) $\frac{P_{\text{NH}_3}}{P_{\text{N}_2} + P_{\text{H}_2}}$

10. (Puccamp-SP) Para o sistema em equilíbrio



o valor da constante de equilíbrio (K_p) é calculado pela expressão:

a) $K_p = \frac{P_{\text{CaO}}}{P_{\text{CaCO}_3}}$

☒ b) $K_p = P_{\text{CO}_2}$

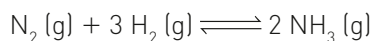
c) $K_p = P_{\text{CaO}} \cdot P_{\text{CO}_2}$

d) $K_p = P_{\text{CaCO}_3}$

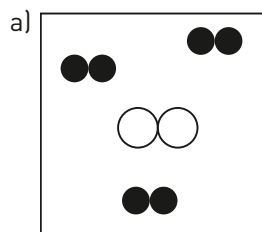
e) $K_p = P_{\text{CaO}}$

Desafiando seus conhecimentos

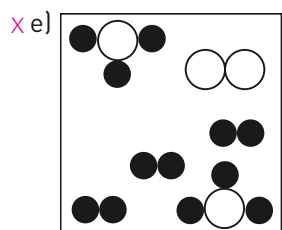
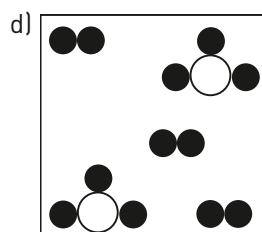
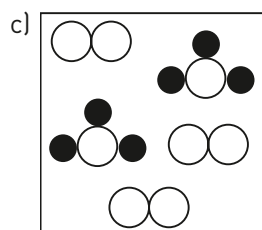
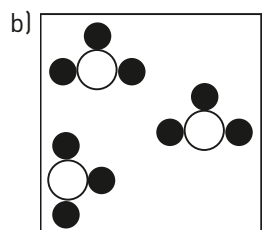
1. (Fuvest-SP) Em condições industrialmente apropriadas para se obter amônia, juntaram-se quantidades estequiométricas dos gases N_2 e H_2 :



Depois de alcançado o equilíbrio químico, uma amostra da fase gasosa poderia ser representada corretamente por:



Ilustrações: Reprodução/
Arquivo da editora



Legenda:

N ... 

H ... 

2. (UFMG) A uma temperatura elevada, 10 mol de $PCl_5(g)$ foram adicionados a um recipiente que, imediatamente, foi fechado e mantido em temperatura constante.



Observou-se, então que o $PCl_5(g)$ se decompôs, transformando-se em $PCl_3(g)$ e $Cl_2(g)$.

A quantidade de matéria de $PCl_5(g)$, em mol, variou com o tempo, até o sistema alcançar o equilíbrio, como mostrado neste quadro:

Tempo	Quantidade de matéria de PCl_5 /mol
t_1	10
t_2	6
t_3	4
t_4	4

Considerando-se essas informações, é correto afirmar que,

- x a) em qualquer instante após t_1 , a pressão do sistema é maior que em t_1 .
 b) em qualquer instante, as reações direta e inversa têm velocidades iguais.
 c) no equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual a zero.
 d) no equilíbrio, a quantidade de matéria das três substâncias é igual.

3. (Vunesp-SP) Leia a notícia publicada em janeiro de 2013.

China volta a registrar níveis alarmantes de poluição atmosférica.

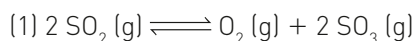
Névoa voltou a encobrir céu de cidades chinesas, como a capital Pequim.

Governo chinês emitiu alerta à população para os próximos dias.

(G1.globo.com)

O carvão mineral é a principal fonte de poluição do ar na China. Diariamente, o país queima milhões de toneladas de carvão para produzir energia elétrica, aquecer as casas e preparar alimentos. Além do carvão, o aumento do número de carros movidos a gasolina tem papel significativo no agravamento da poluição atmosférica.

Entre as substâncias que poluem o ar da China estão o SO_2 e compostos relacionados. Considere as equações seguintes:

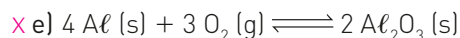
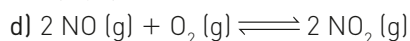
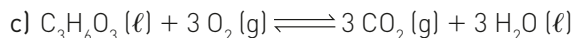
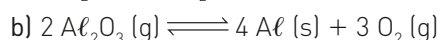
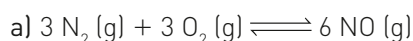


Escreva a equação química que expressa a constante de equilíbrio para a reação (1).

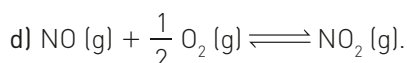
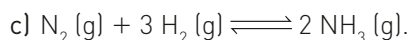
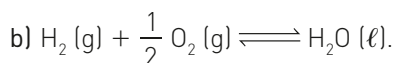
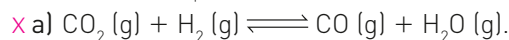
Sabendo que uma usina de geração de energia elétrica movida a carvão liberou SO_2 suficiente para formar 1 kg de SO_3 e considerando a reação (2), calcule a massa de H_2SO_4 , em g, que se forma quando há vapor de água suficiente para reagir completamente com a quantidade de SO_3 liberada pela usina.

4. (UFPA) A expressão da Lei do equilíbrio $K = \frac{1}{[\text{O}_2]^3}$

pertence à seguinte reação:



5. (UFRN) Sabendo-se que $K_p = K_c (\text{RT})^{\Delta n}$, podemos afirmar que $K_p = K_c$, para:



6. (Ucsal-BA) No sistema $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$, a relação $\frac{K_c}{K_p}$ é:

x a) RT .

b) $(\text{RT})^{-1}$.

c) $(\text{RT})^2$.

d) $(\text{RT})^{-2}$.

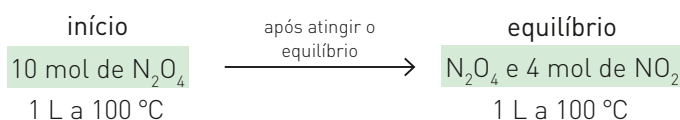
e) $(\text{RT})^3$.

Cálculo da constante de equilíbrio

Vamos, agora, aprofundar os aspectos quantitativos de uma situação de equilíbrio considerando dois experimentos.

1º experimento

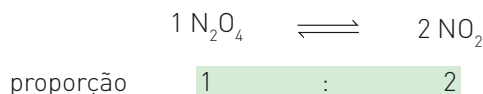
Nesse experimento foram colocados 10 mol de $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$ em um frasco de 1,0 L a 100°C . Sabendo que, ao atingir o equilíbrio, no sistema existem 4 mol de $\text{NO}_2 (\text{g})$ a 100°C , calcule o valor da K_c .



Com base nesses dados, vamos construir uma tabela:

	$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$	
Início	10 mol	0
Proporção	gasta x mol	forma y mol
Equilíbrio	z mol	4 mol

Como a quantidade de NO_2 no início era igual a zero e no equilíbrio há 4 mol, podemos concluir que ocorreu um consumo de 2 mol de N_2O_4 , pois a proporção estequiométrica é de:



Assim, temos:

	$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$	
Início	10 mol	0
Proporção	gasta 2 mol	forma 4 mol
Equilíbrio	8 mol	4 mol

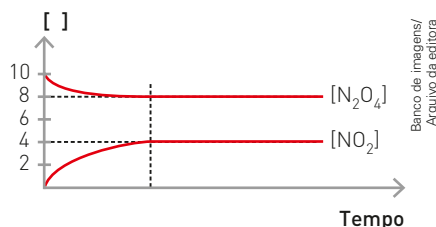
Logo, as concentrações em mol/L no equilíbrio são:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{8 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{NO}_2] = \frac{4 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Se substituirmos esses valores na expressão da K_c , temos:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow K_c = \frac{(4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{(8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} \Rightarrow K_c = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Graficamente, temos:



2º experimento

Nesse experimento, vamos partir de 20,0 mol de N_2O_4 (g) em um frasco de 1,0 L a 100 °C.

Após atingido o equilíbrio a 100 °C, foi constatada a presença de 5,86 mol de NO_2 . Calcule o valor da K_c .

início		equilíbrio
20,00 mol de N_2O_4	→ após atingir o equilíbrio →	N_2O_4 e 5,86 mol de NO_2
1 L a 100 °C		1 L a 100 °C

Vamos construir uma tabela mostrando as variações de concentração durante a reação e determinar a concentração de N_2O_4 no equilíbrio:

	$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$	
Início	20,00 mol	0
Proporção	gasta 2,93 mol	forma 5,86 mol
Equilíbrio	17,07 mol	5,86 mol

No equilíbrio, temos que:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow K_c = \frac{(5,86 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}{(17,07 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})} \Rightarrow K_c = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

ou simplesmente $K_c = 2$

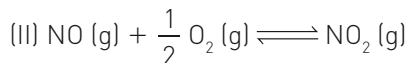
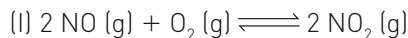
Note que nos dois experimentos envolvendo o mesmo equilíbrio, na mesma temperatura, o valor da K_c é o mesmo.

O valor da constante para dado equilíbrio varia somente com a temperatura.

No Ensino Superior, a dedução da K_c envolve conceitos termodinâmicos mais profundos, que evidenciam que K_c é adimensional (não tem unidade). Por isso, você notará que a K_c aparecerá em vários exercícios como um número sem unidade (adimensional).

A expressão de K_c e a variação dos coeficientes

Um mesmo equilíbrio pode ser representado por equações balanceadas com diferentes coeficientes, como:



Como a expressão da constante de equilíbrio deve ser escrita de acordo com a equação balanceada, teríamos duas expressões para a constante de equilíbrio da mesma reação:

$$K_{c_I} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} \quad K_{c_{II}} = \frac{[\text{NO}_2]}{[\text{NO}] \cdot [\text{O}_2]^{\frac{1}{2}}}$$

Comparando as expressões, podemos perceber que a expressão II corresponde à raiz quadrada da expressão I.

$$K_{c_{II}} = \sqrt{K_{c_I}} \text{ ou } K_{c_I} = (K_{c_{II}})^2$$

$$\frac{[\text{NO}_2]}{[\text{NO}] \cdot [\text{O}_2]^{\frac{1}{2}}} = \sqrt{\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}}$$

Assim, se conhecermos, por exemplo, o valor da K_{c_I} , conseguiremos determinar o valor da $K_{c_{II}}$ na mesma temperatura.

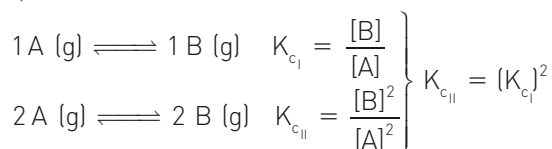
Considere que o valor da K_{c_I} seja igual a $1,48 \cdot 10^4$ a 184°C ; logo, o valor da $K_{c_{II}}$ na mesma temperatura será:

$$K_{c_{II}} = \sqrt{K_{c_I}}$$

$$K_{c_{II}} = \sqrt{1,48 \cdot 10^4}$$

$$K_{c_{II}} = 1,22 \cdot 10^2$$

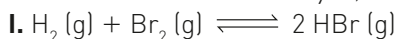
Generalizando, temos:



Interpretação do valor de K_c

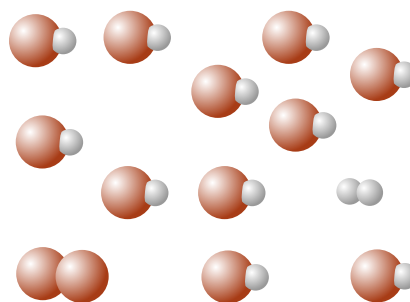
Em alguns casos, o valor da constante de equilíbrio nos permite saber se no equilíbrio as concentrações dos produtos são maiores do que as dos reagentes e vice-versa.

Para entender essa relação, vamos estudar dois equilíbrios a 25°C .



$$K_c = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2][\text{Br}_2]} = 1,9 \cdot 10^{19}$$

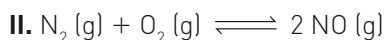
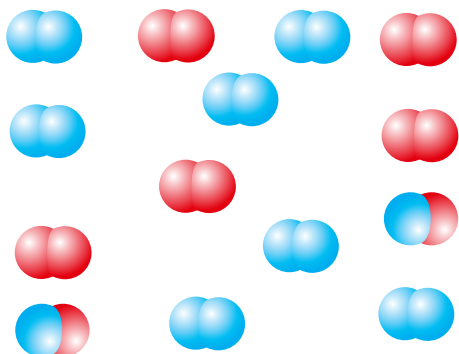
O valor $1,9 \cdot 10^{19}$ é muito grande, o que nos permite concluir que a concentração em mol/L de HBr (numerador) é maior do que as concentrações em mol/L de H_2 e Br_2 (denominador).



Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

 CORES FANTASIA

 AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



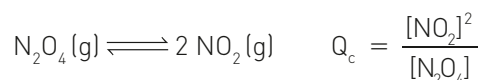
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} = 4,1 \cdot 10^{-31}$$

O valor de K_c muito pequeno indica que a concentração dos reagentes (denominadores) é maior que a dos produtos (numeradores), evidenciando que a reação inversa prevalece sobre a direta.



Quociente da reação (Q_c)

O **quociente da reação (Q_c)** é a relação entre as concentrações em mol/L dos participantes e é expresso da mesma maneira que a constante de equilíbrio (K_c):



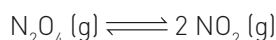
O Q_c pode ser determinado em qualquer instante.

Relacionando a constante de equilíbrio (K_c) com o quociente da reação (Q_c), podemos determinar se os resultados dos experimentos correspondem ou não a uma situação de equilíbrio.

Quando estabelecemos a relação entre o quociente da reação e a constante de equilíbrio, podem ocorrer três situações:

- se $\frac{Q_c}{K_c} = 1$, o sistema está em equilíbrio;
- se $\frac{Q_c}{K_c} > 1$, o sistema não está em equilíbrio;
- se $\frac{Q_c}{K_c} < 1$, o sistema não está em equilíbrio.

Vamos considerar o seguinte equilíbrio a 0 °C:



O valor da sua constante é 0,2:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 0,2$$

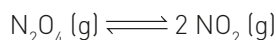
Considerando três experimentos realizados à temperatura de 100 °C, temos:

	$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$
Experimento I	2 mol/L	2 mol/L
Experimento II	0,2 mol/L	0,2 mol/L
Experimento III	0,1 mol/L	0,1 mol/L

No experimento I, temos:

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow Q_c = \frac{[2]^2}{2} \Rightarrow \left. \begin{matrix} Q_c = 2 \\ K_c = 0,2 \end{matrix} \right\} \frac{Q_c}{K_c} = \frac{2}{0,2} = 10$$

Logo, o sistema não está em equilíbrio. Para que o equilíbrio de



seja atingido, devemos ter uma diminuição na concentração em mol/L de NO_2 e um aumento na concentração em mol/L de N_2O_4 , ou seja, a reação deve ocorrer em maior extensão para o lado esquerdo.

$$Q_c = 2 \xrightarrow{\text{tende a}} K_c = 0,2$$

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \begin{matrix} \downarrow \\ \uparrow \end{matrix}, \text{ em que a concentração de } \text{NO}_2 \text{ tende a diminuir } (\downarrow), \text{ ocorren-} \\ \text{do maior consumo de } \text{NO}_2, \text{ e a de } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ deve aumentar } (\uparrow), \text{ ocor-} \\ \text{rendo maior formação de } \text{N}_2\text{O}_4.$$

No experimento II, temos:

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow Q_c = \frac{[0,2]^2}{0,2} \Rightarrow \left. \begin{matrix} Q_c = 0,2 \\ K_c = 0,2 \end{matrix} \right\} \frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,2}{0,2} = 1$$

Logo, o sistema está em equilíbrio, e essas concentrações não vão se alterar com o decorrer do tempo.

No experimento III, temos:

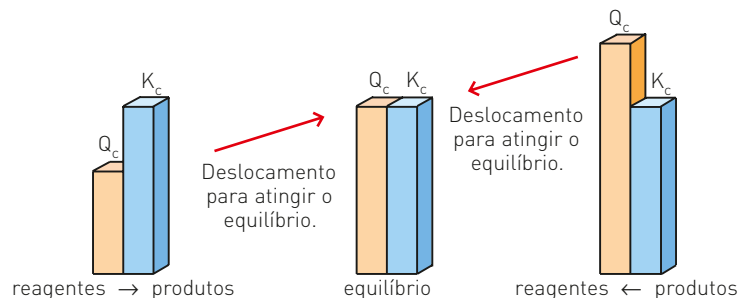
$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow Q_c = \frac{[0,1]^2}{0,1} \Rightarrow \left. \begin{matrix} Q_c = 0,1 \\ K_c = 0,2 \end{matrix} \right\} \frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,1}{0,2} = 0,5$$

$$Q_c = 0,1 \xrightarrow{\text{tende a}} K_c = 0,2$$

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \begin{matrix} \uparrow \\ \downarrow \end{matrix}, \text{ em que a concentração de } \text{NO}_2 \text{ deve aumentar } (\uparrow), \text{ ocorrendo} \\ \text{maior formação de } \text{NO}_2, \text{ e a de } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ tende a diminuir } (\downarrow), \text{ ocor-} \\ \text{rendo maior consumo de } \text{N}_2\text{O}_4.$$

Logo, o sistema não está em equilíbrio. Para que o equilíbrio seja atingido, devemos ter um aumento na concentração em mol/L de NO_2 e uma diminuição em mol/L de N_2O_4 , ou seja, a reação deve ocorrer em maior extensão para o lado direito. Resumindo, temos:

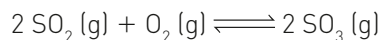
Razão	Sentido de deslocamento para atingir o equilíbrio
$\frac{Q_c}{K_c} = 1$	está em equilíbrio = não há deslocamento
$\frac{Q_c}{K_c} > 1$	←
$\frac{Q_c}{K_c} < 1$	→



Banco de Imagens/Arquivo da editora

Exercícios resolvidos

1. (Vunesp-SP) Na precipitação de chuva ácida, um dos ácidos responsáveis pela acidez é o sulfúrico. Um equilíbrio envolvido na formação desse ácido na água da chuva está representado pela equação:



- a) Calcule o valor da constante de equilíbrio nas condições em que, reagindo-se $6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de SO_2 com $5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de O_2 , obtêm-se $4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de SO_3 quando o sistema atinge o equilíbrio.
b) Construa um gráfico para este equilíbrio representando as concentrações em mol/L na ordenada e o tempo na abscissa e indique o ponto onde foi estabelecido o equilíbrio.

Solução

- a) Pelos dados, temos que:

- concentrações iniciais:
 $[\text{SO}_2] = 6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $[\text{O}_2] = 5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- concentração no equilíbrio:
 $[\text{SO}_3] = 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Para que possamos determinar o valor da constante de equilíbrio (K_c), devemos conhecer as concentrações em mol/L de todos os participantes no equilíbrio. Para isso, construímos a tabela:

	$2 \text{SO}_2 (\text{g})$	+	$\text{O}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{SO}_3 (\text{g})$
Início	6 mol		5 mol		0
Proporção	gasta x mol		gasta y mol		forma 4 mol
Equilíbrio	?		?		4 mol

Como no início a quantidade de SO_3 era igual a zero e, no equilíbrio, a sua quantidade é de 4 mol, isso significa que foram formados 4 mol de SO_3 . Para que isso aconteça, devem ser consumidos 4 mol de SO_2 e 2 mol de O_2 , devido à proporção 2 : 1 : 2, dada pelos coeficientes da equação.

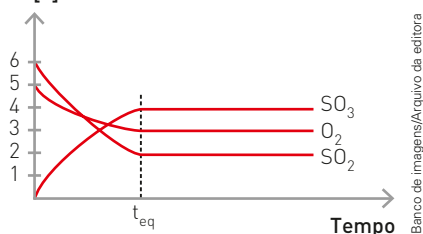
Assim, a tabela completa será:

	$2 \text{SO}_2 (\text{g})$	+	$\text{O}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{SO}_3 (\text{g})$
Início	6 mol		5 mol		0
Proporção	gasta 4 mol		gasta 2 mol		forma 4 mol
Equilíbrio	2 mol		3 mol		4 mol

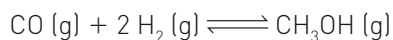
O número de mol determinado corresponde às concentrações em mol/L dos componentes da reação, conforme dado no enunciado. Logo:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} \Rightarrow K_c = \frac{(4)^2}{(2)^2 \cdot (3)} \Rightarrow K_c = \frac{4}{3} = 1,33$$

- b) []



2. (Fuvest-SP) A produção industrial de metanol envolve o equilíbrio representado por:



Numa experiência de laboratório, colocaram-se 2 mol de CO e 2 mol de CH₃OH num recipiente vazio de 1 L. Em condições semelhantes às do processo industrial foi alcançado o equilíbrio.

Quando a concentração de equilíbrio de H₂ for x mol/L, quais serão as concentrações de equilíbrio do CO e do CH₃OH?

Solução

São conhecidos:

- nº de mol no início $\begin{cases} \text{CO} = 2 \text{ mol}; \\ \text{CH}_3\text{OH} = 2 \text{ mol}; \\ \text{H}_2 = \text{zero.} \end{cases}$
- nº de mol no equilíbrio $\Rightarrow \text{H}_2 = x \text{ mol};$
[H₂] = x mol/L.

Para determinar as concentrações em mol/L no equilíbrio, devemos construir uma tabela:

	CO (g) + 2 H ₂ (g) $\rightleftharpoons$ CH ₃ OH (g)		
Início	2 mol	0	2 mol
Proporção			
Equilíbrio		x mol	

Note que no início não ocorrerá a reação direta, pois não existe H₂ (zero mol). Logo, devemos considerar que o CH₃OH (g) é que deve ser consumido para formar o CO (g) e o H₂ (g).

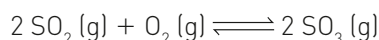
Assim, a tabela será:

	CO (g) + 2 H ₂ (g) $\rightleftharpoons$ CH ₃ OH (g)		
Início	2 mol	0	2 mol
Proporção	forma $\frac{x}{2}$ mol	forma x mol	gasta $\frac{x}{2}$ mol
Equilíbrio	$\left(2 + \frac{x}{2}\right)$ mol	x mol	$\left(2 - \frac{x}{2}\right)$ mol

E as concentrações em mol/L serão:

$$[\text{CO}] = \frac{2 + \frac{x}{2} \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 2 + \frac{x}{2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{CH}_3\text{OH}] = \frac{2 - \frac{x}{2} \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 2 - \frac{x}{2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. (Faap-SP) Um recipiente fechado contém o sistema gasoso representado pela equação:



sob pressão de 6,0 atm e constituído por 0,4 mol de SO₂, 1,6 mol de O₂ e 2,0 mol de SO₃. Determine o valor da constante de equilíbrio do sistema em termos de pressões parciais.

Solução

Uma das maneiras para se resolver este exercício é determinando as frações molares (X):

$$X_{\text{SO}_3} = \frac{n_{\text{SO}_3}}{\Sigma n} = \frac{2}{4} = 0,5 \quad X_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2}}{\Sigma n} = \frac{0,4}{4} = 0,1 \quad X_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{\Sigma n} = \frac{1,6}{4} = 0,4$$

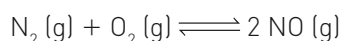
Sabendo que $P_A = X_A \cdot P$ e que:

- P_A = pressão parcial de A;
 - X_A = fração molar de A;
 - P = pressão total;
- temos:

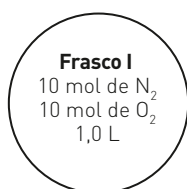
$$K_p = \frac{(P_{SO_3})^2}{(P_{SO_2})^2 \cdot (P_{O_2})} \Rightarrow K_p = \frac{(X_{SO_3} \cdot P)^2}{(X_{SO_2} \cdot P)^2 \cdot (X_{O_2} \cdot P)}$$

$$K_p = \frac{(0,5 \cdot 6)^2}{(0,1 \cdot 6)^2 \cdot (0,4 \cdot 6)} \Rightarrow K_p = \frac{5 \cdot 5}{0,4 \cdot 6} \Rightarrow K_p = \frac{25}{2,4} \Rightarrow K_p = 10,4$$

4. Para o equilíbrio,



foram realizados, nas mesmas condições, dois experimentos:



Estabelecido o equilíbrio no frasco I, constata-se a existência de 8 mol de N_2 .

Determine as concentrações ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) de N_2 , O_2 e NO no frasco II, ao ser estabelecido o equilíbrio.

Solução

Vamos calcular os números de mol de cada participante do equilíbrio no frasco I:

	N_2	+	O_2	$\rightleftharpoons$	2 NO
Início	10 mol		10 mol		0
Proporção	gasta 2 mol		gasta 2 mol		forma 4 mol
Equilíbrio	8 mol		8 mol		4 mol

Se a reação do frasco I fosse irreversível, a quantidade de NO obtida no final seria 20 mol, o que equivale ao início do experimento do frasco II. Portanto, os experimentos I e II atingiram a mesma posição de equilíbrio com iguais quantidades de N_2 , O_2 e NO.

Assim, no equilíbrio, as concentrações no frasco I serão:

$$[N_2] = [O_2] = 8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ e } [NO] = 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Isso pode ser demonstrado matematicamente, determinando-se o valor da K_c :

$$\text{frasco I: } K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{(4 \text{ mol/L})^2}{(8 \text{ mol/L})(8 \text{ mol/L})} = \frac{1}{4}$$

frasco II: por se tratar do mesmo equilíbrio, o valor da K_c é o mesmo do frasco I.

	N_2	+	O_2	$\rightleftharpoons$	2 NO
Início	0 mol		0 mol		20 mol
Proporção	forma x		forma x		gasta 2x
Equilíbrio	x mol		x mol		(20 - 2x)

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} \Rightarrow \frac{1}{4} = \frac{(20 - 2x)^2}{(x)(x)}$$

$$\sqrt{\frac{1}{4}} = \sqrt{\frac{(20 - 2x)^2}{x^2}} \Rightarrow \frac{1}{2} = \frac{20 - 2x}{x} \Rightarrow x = 8 \text{ mol}$$

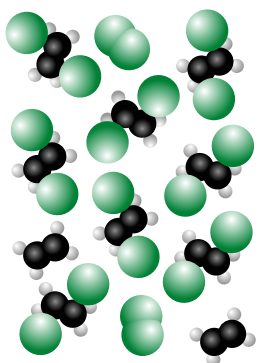
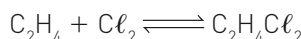
Assim, nesse equilíbrio, temos:

$$[N_2] = [O_2] = x = 8 \text{ mol/L e } [NO] = 20 - 2x = 20 - 16 = 4 \text{ mol/L}$$

Fundamentando seus conhecimentos

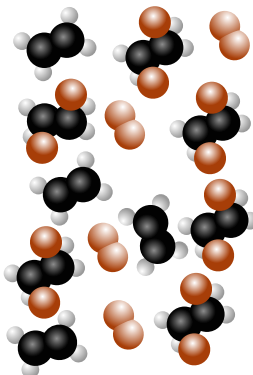
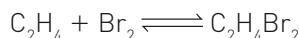
Para responder às questões **1** a **6**, considere que cada representação de molécula corresponda a 1 mol da substância.

Examine as ilustrações abaixo, referentes a três equilíbrios gasosos, a mesma temperatura, cada um deles em um frasco de 1,0 litro.



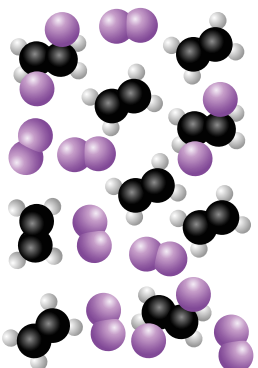
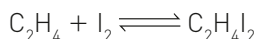
Banco de imagens/Arquivo da editora

I



Banco de imagens/Arquivo da editora

II



Banco de imagens/Arquivo da editora

III



1. Escreva a expressão da constante do equilíbrio I.
2. Determine o valor da K_c do equilíbrio I.
3. Determine o valor da K_c do equilíbrio II.
4. Determine o valor da K_c do equilíbrio III.
5. Indique a ordem crescente da K_c para os três equilíbrios.
6. Qual das três reações — cloração, bromação ou iodação — tem maior extensão?

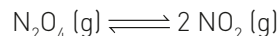
Para o equilíbrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, foram obtidos os seguintes resultados, a 445°C em um volume de 1,0 L.

	$\text{H}_2(\text{g})$	$+$	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{HI}(\text{g})$
Início	0,50 mol		0,50 mol		0
Proporção	gasta x		gasta x		forma 2x
Equilíbrio	0,11 mol		y		z

Responda às questões **7** e **8**.

7. Determine os valores de x, y e z.
8. Calcule o valor de K_c .

Em um frasco de 2,0 litros foi colocado 1,50 mol de N_2O_4 , e se estabelece o seguinte equilíbrio:

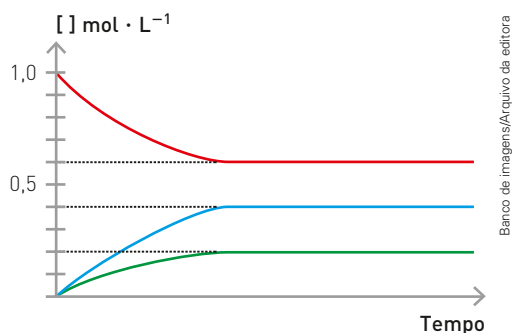
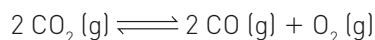


Sabendo que no equilíbrio existe 0,12 mol de NO_2 e utilizando a tabela, responda às questões **9** e **10**.

	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2\text{NO}_2(\text{g})$
Início	1,50 mol		x
Proporção	y		2y
Equilíbrio	z		0,12

9. Determine os valores de x, y e z.
10. Determine o valor de K_c .

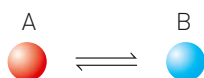
O gráfico a seguir deve ser utilizado para responder às questões **11** e **12**, referentes ao equilíbrio:



Banco de imagens/Arquivo da editora

11. Calcule o valor de K_c .

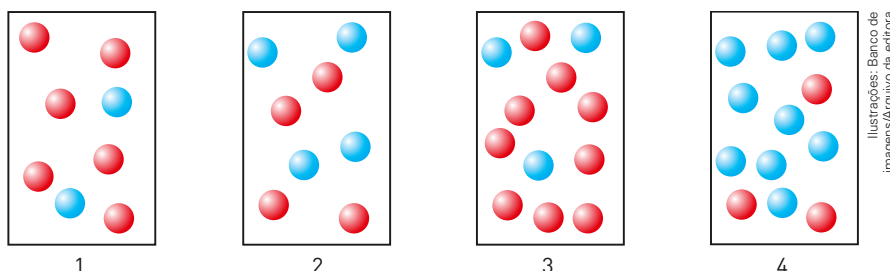
12. A ilustração abaixo mostra um sistema em equilíbrio.



CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

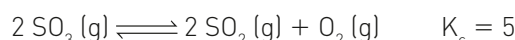
Qual das ilustrações a seguir também mostra um equilíbrio entre A e B na mesma temperatura?



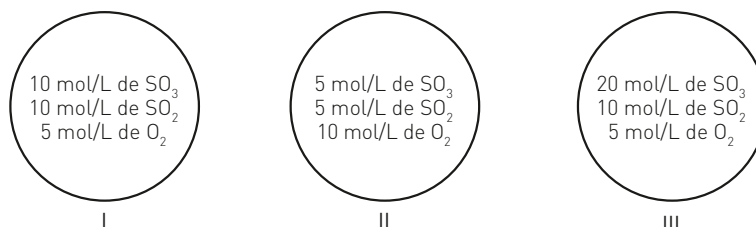
Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

As informações a seguir devem ser utilizadas para responder às questões 13 a 15:

Em determinada condição de pressão e temperatura, estabeleceu-se o equilíbrio:



A seguir, temos três situações que envolvem o mesmo equilíbrio nas mesmas condições:



13. Determine o valor de Q_c nas três situações.

14. Qual das situações está em equilíbrio?

15. O que deve acontecer às concentrações em mol/L das espécies SO_3 , SO_2 e O_2 com o passar do tempo, nas três situações?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (PUC-MG) Na tabela abaixo, assinale a reação que favorece mais o produto.

	Reação	K_{eq}
a)	$2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	$1,0 \cdot 10^2$
x b)	$2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$	$6,4 \cdot 10^5$
c)	$2 \text{NOBr} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g})$	$6,4 \cdot 10^{-2}$
d)	$\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g})$	5,7

2. (PUC-RJ) Reações químicas dependem de energia e colisões eficazes que ocorrem entre as moléculas dos reagentes. Em sistema fechado, é de se esperar que o mesmo ocorra entre as moléculas dos produtos em menor ou maior grau até que se atinja o chamado "equilíbrio químico".

O valor da constante de equilíbrio em função das concentrações das espécies no equilíbrio, em quantidade de matéria, é um dado importante para se avaliar a extensão (rendimento) da reação quando as concentrações não se alteram mais.

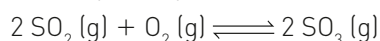
Considere a tabela com as quantidades de reagentes e produtos no início e no equilíbrio, na temperatura de 100 °C, para a seguinte reação:



Reagentes/ produtos	No início	No equilíbrio
$[\text{N}_2\text{O}_4]$	0,050 mol · L ⁻¹	0,030 mol · L ⁻¹
$[\text{NO}_2]$	0,050 mol · L ⁻¹	0,090 mol · L ⁻¹

A constante de equilíbrio tem o seguinte valor:

- a) 0,13. c) 0,50. e) 3,0.
x b) 0,27. d) 1,8.
3. (PUC-RS) O ácido sulfúrico é um dos responsáveis pela formação da chuva ácida. O equilíbrio envolvido na formação desse ácido na água da chuva é representado pela equação:

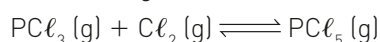


O equilíbrio foi estabelecido em determinadas condições e está representado no gráfico, no qual as concentrações estão no eixo das ordenadas, em mol/L, e o tempo está na abscissa, em segundos.



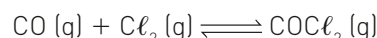
Pela análise do gráfico, é correto afirmar que a constante de equilíbrio para esse sistema é:

- a) 0,66. **x** c) 1,33. e) 3,00.
b) 0,75. d) 1,50.
4. (UFC-CE) Considerando um reservatório mantido à temperatura constante, tem-se estabelecido o equilíbrio químico $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$, sendo que as pressões parciais no equilíbrio são $p(\text{PCl}_5) = 0,15 \text{ atm}$, $p(\text{PCl}_3) = 0,30 \text{ atm}$ e $p(\text{Cl}_2) = 0,10 \text{ atm}$. Indique a alternativa correta para o valor de K_p (em atm) da reação.
- a) 0,05 c) 0,15 e) 0,25
b) 0,10 **x** d) 0,20
5. (UnB-DF) O pentacloreto de fósforo é um reagente muito importante em Química Orgânica. Ele é preparado em fase gasosa através da reação:



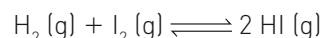
Um frasco de 3,00 L contém as seguintes quantidades de equilíbrio, a 200 °C: 0,120 mol de PCl_5 ; 0,600 mol de PCl_3 ; e 0,0120 mol de Cl_2 . Calcule o valor da constante de equilíbrio, em $(\text{mol/L})^{-1}$, a essa temperatura.

6. (Ufla-MG) O gás fosgênio (COCl_2) foi utilizado como arma química na 1ª Guerra Mundial; em seguida, na Etiópia, durante o seu conflito com a Itália. Esse gás foi abandonado como arma em razão de sua baixa toxicidade e por apresentar odor característico. O fosgênio pode ser obtido pela reação:



- a) Represente a expressão da constante de equilíbrio da reação.
b) Represente o gráfico da concentração de $\text{CO} (\text{g})$ e $\text{COCl}_2 (\text{g})$ em função do tempo, considerando que a concentração do reagente é maior que a concentração do produto no equilíbrio.
c) A expressão da constante de equilíbrio para uma reação hipotética é $K (\text{eq}) = \frac{[\text{B}] \cdot [\text{C}]}{[\text{A}]^2}$. Calcule a constante de equilíbrio. (As concentrações no equilíbrio são: $[\text{A}] = 0,1$; $[\text{B}] = 0,2$ e $[\text{C}] = 0,8$.)

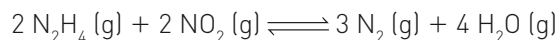
7. (Udesc) Observe a reação de formação do ácido iodídrico:



(Dados: Concentração de $\text{HI} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; concentração de $\text{I}_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; na temperatura de 500 K, a constante de equilíbrio da reação é 160.)

Indique a alternativa que determina a concentração de H_2 .

- a) $9,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d) $5,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
x b) $2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e) $9,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
c) $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
8. (Unifenas-MG) Na tabela abaixo estão mostrados os dados referentes à reação química.



	$[\text{N}_2\text{H}_4]$	$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2]$	$[\text{H}_2\text{O}]$
Início	1,2	0,9	–	–
Equilíbrio	X	Y	Z	0,8

Os valores de X, Y e Z são, respectivamente:

- a) 0,40; 0,40 e 0,60.
x b) 0,80; 0,50 e 0,60.
c) 0,80; 0,40 e 0,50.
d) 0,40; 0,25 e 0,30.
e) 0,60; 0,30 e 0,60.

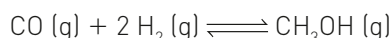
9. [PUC-MG] Considere o equilíbrio químico: $A + 2 B \rightleftharpoons C + 2 D$ e as seguintes concentrações iniciais:

[A]/mol · L ⁻¹	[B]/mol · L ⁻¹	[C]/mol · L ⁻¹	[D]/mol · L ⁻¹
1	1	0	0

A 25 °C, para 1 litro de reagente, o equilíbrio foi atingido quando 0,5 mol do reagente B foi consumido. Assinale o valor da constante de equilíbrio da reação.

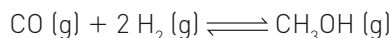
- ☒ a) 3 b) 4 c) $\frac{1}{4}$ d) $\frac{1}{3}$

10. [PUC-RJ] Para a síntese do metanol, foram utilizadas as seguintes concentrações das espécies em quantidade de matéria: $[CO] = 1,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[H_2] = 0,80 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $[CH_3OH] = 0,65 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Ao se atingir o equilíbrio químico, numa dada temperatura, constatou-se que a concentração da espécie CO, em quantidade de matéria, estabilizou em $1,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Pede-se:

- a) a expressão da constante de equilíbrio em função das concentrações das espécies em quantidade de matéria;
 b) o valor numérico da constante de equilíbrio mostrando o encaminhamento por meio dos cálculos necessários.
11. [UFRJ] O metanol pode ser obtido industrialmente pela reação entre o monóxido de carbono e o hidrogênio, conforme a equação adiante:



A uma certa temperatura, em um recipiente de 2 L, são introduzidos 4,0 mol de monóxido de carbono e 4,0 mol de hidrogênio. Após um certo tempo, o processo atinge um equilíbrio quando é formado 1 mol de metanol.

Calcule a constante de equilíbrio (K_c) nas condições para a reação anterior.

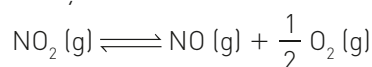
12. [UFPE] Considere o sistema abaixo em equilíbrio:



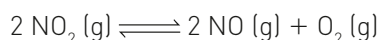
Qual a constante de equilíbrio da reação inversa nas mesmas condições?

13. [Unicamp-SP] Uma equação química é uma equação matemática no sentido de representar uma igualdade: todos os átomos e suas quantidades que aparecem nos reagentes também devem constar nos produtos. Considerando uma equação química e sua correspondente constante de equilíbrio, pode-se afirmar corretamente que, multiplicando-se todos os seus coeficientes por 2, a constante de equilíbrio associada a esta nova equação será:
- ☒ a) o dobro da constante da primeira equação química, o que está de acordo com um produtório.
☒ b) o quadrado da constante da primeira equação, o que está de acordo com um produtório.
 c) igual à da primeira equação, pois ela é uma constante, o que está de acordo com um somatório.
 d) a constante da primeira equação multiplicada por $\ln 2$, o que está de acordo com um somatório.

14. [Uece] A 1 200 °C, K_c é igual a 8 para a reação:

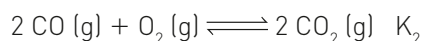


Calcule K_c para:



- a) 16 b) 4 c) 32 ☒ d) 64

15. (UFJP/Pism-MG) Considere os seguintes equilíbrios que envolvem CO_2 (g) e suas constantes de equilíbrio correspondentes:



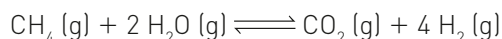
Marque a alternativa que correlaciona as duas constantes de equilíbrio das duas reações anteriores.

- ☒ a) $K_2 = \frac{1}{(K_1)^2}$
 ☐ b) $K_2 = (K_1)^2$
 ☐ c) $K_2 = K_1$
 ☐ d) $K_2 = \frac{1}{K_1}$
 ☐ e) $K_2 = (K_1)^{\frac{1}{2}}$

16. (UFRGS-RS) Abaixo estão mostradas duas reações em fase gasosa, com suas respectivas constantes de equilíbrio.



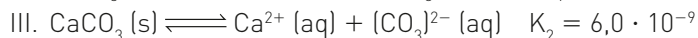
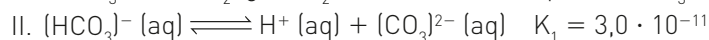
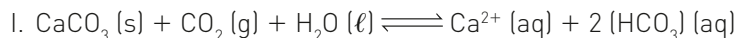
Pode-se concluir que, nessas mesmas condições, a constante de equilíbrio para a reação



é de:

- ☐ a) 0,030.
 ☒ b) 0,046.
 ☐ c) 0,230.
 ☐ d) 0,430.
 ☐ e) 1,150.

17. (Enem) Vários ácidos são utilizados em indústrias que descartam seus efluentes nos corpos-d'água, como rios e lagos, podendo afetar o equilíbrio ambiental. Para neutralizar a acidez, o sal carbonato de cálcio pode ser adicionado ao efluente, em quantidades apropriadas, pois produz bicarbonato, que neutraliza a água. As equações envolvidas no processo são apresentadas:

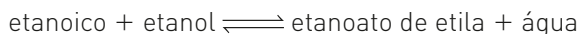


Com base nos valores das constantes de equilíbrio das reações II, III e IV a 25 °C, qual é o valor numérico da constante de equilíbrio da reação I?

- ☐ a) $4,5 \cdot 10^{-26}$
 ☒ b) $5,0 \cdot 10^{-5}$
 ☐ c) $0,8 \cdot 10^{-9}$
 ☐ d) $0,2 \cdot 10^5$
 ☐ e) $2,2 \cdot 10^{26}$

18. (Uerj) O programa brasileiro de produção de etanol já despertou o interesse de várias nações. O etanol, além de ser uma ótima alternativa de combustível, também é utilizado em várias aplicações industriais, como, por exemplo, a produção do etanoato de etila, um flavorizante de larga aplicação.

Em um experimento que verificava o estado de equilíbrio nos processos reversíveis, o etanoato de etila foi sintetizado por meio da seguinte reação química:



Admita que, nesse experimento, $T = 25^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ atm}$ e $K_c = 4,00$.

Quatro amostras, retiradas aleatoriamente da mistura reacional, foram submetidas à análise para determinar a quantidade de matéria de cada uma das substâncias presentes. Os resultados em mol/L estão indicados na tabela a seguir:

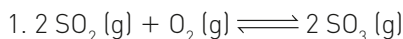
Amostra	Eetanoico	Etanol	Etanoato de etila	Água
w	0,04	0,01	0,08	0,02
x	0,01	0,05	0,06	0,01
y	0,04	0,01	0,04	0,04
z	0,01	0,02	0,04	0,02

A amostra que ainda não atingiu o estado de equilíbrio é:

- ☐ a) w
 ☒ b) x
 ☐ c) y
 ☐ d) z

Desafiando seus conhecimentos

1. (Unicid/MED-SP) Considere os equilíbrios:



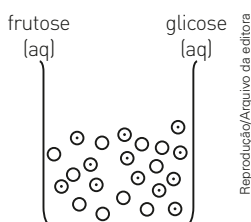
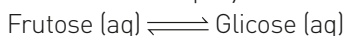
$$K_c = 9,9 \cdot 10^{25} \text{ a } 25^\circ \text{C}$$



$$K_c = 4,0 \cdot 10^{-30} \text{ a } 25^\circ \text{C}$$

- a) Com base nos valores de K_c informe a direção preferencial de cada um desses sistemas.
b) A que fenômeno ambiental a equação 1 pode ser corretamente relacionada? Explique como ela participa da formação desse fenômeno.

2. (UEL-PR) A figura a seguir representa a quantidade de moléculas de frutose e glicose, em solução aquosa, a 25°C e em equilíbrio químico, de acordo com a equação:



[Dados: Volume da solução igual a 3,0 L;

○ representação de 1 molécula de frutose;

◐ representação de 1 molécula de glicose.]

A constante de equilíbrio a 25°C para a reação é igual a:

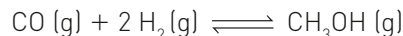
- a) 0,40. x d) 1,20.
b) 0,83. e 1,00.
c) 0,28.
3. (Uece) O tetróxido de dinitrogênio gasoso, utilizado como propelente de foguetes, dissocia-se em dióxido de nitrogênio, um gás irritante para os pulmões, que diminui a resistência às infecções respiratórias.



Considerando que no equilíbrio a 60°C a pressão parcial do tetróxido de dinitrogênio é 1,4 atm e a pressão parcial do dióxido de nitrogênio é 1,8 atm a constante de equilíbrio K_p será, em termos aproximados:

- a) 1,09 atm.
b) 1,67 atm.
c) 2,09 atm.
x d) 2,31 atm.

4. (UFRGS-RS) A constante de equilíbrio da reação

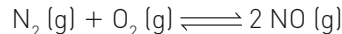


tem o valor de 14,5 a 500 K. As concentrações de metanol e de monóxido de carbono foram medidas nesta temperatura em condições de equilíbrio, encontrando-se, respectivamente, $0,145 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Com base nesses dados, é correto afirmar que a concentração de hidrogênio, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, deverá ser:

- a) 0,01 c 1 e 14,5
x b) 0,1 d 1,45

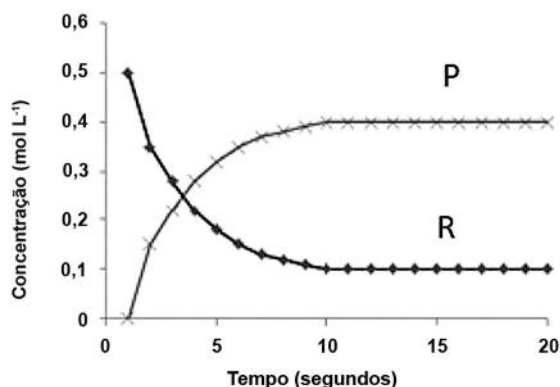
5. (Uespi) Um exemplo de impacto humano sobre o meio ambiente é o efeito da chuva ácida sobre a biodiversidade dos seres vivos. Os principais poluentes são ácidos fortes que provêm das atividades humanas. O nitrogênio e o oxigênio da atmosfera podem reagir para formar o NO, mas a reação, mostrada abaixo, endotérmica, é espontânea somente a altas temperaturas, como nos motores de combustão interna dos automóveis e centrais elétricas:



Sabendo que as concentrações de N_2 e O_2 no equilíbrio acima, a 800°C , são iguais a $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ para ambos, calcule a concentração molar de NO no equilíbrio se $K = 4,0 \cdot 10^{-20}$ a 800°C .

- a) $6,0 \cdot 10^{-7}$ d $3,0 \cdot 10^{-10}$
b) $5,0 \cdot 10^{-8}$ x e) $2,0 \cdot 10^{-11}$
c) $4,0 \cdot 10^{-9}$

6. (PUC-RJ) O gráfico abaixo mostra o caminho da reação de conversão de um reagente (R) em um produto (P), tendo r e p como coeficientes estequiométricos. A cinética da reação é de primeira ordem.

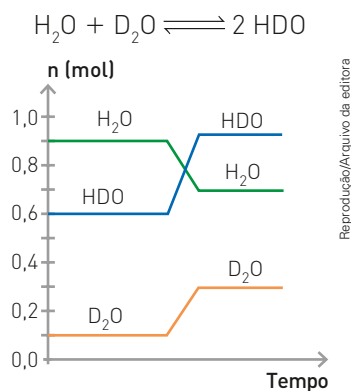


A partir das informações do gráfico é certo que

- a) a reação é completa.
- ✗ b) o valor da constante de equilíbrio é 4.
- c) o equilíbrio reacional é alcançado somente a partir de 15 s.
- d) a velocidade da reação é maior em 10 s do que em 5 s.
- e) a reação tem os coeficientes r e p iguais a 2 e 1 respectivamente.

7. (Fuvest-SP) Certas quantidades de água comum (H_2O) e de água deuterada (D_2O) — água que contém átomos de deutério em lugar de átomos de hidrogênio — foram misturadas. Ocorreu a troca de átomos de hidrogênio e de deutério, formando-se moléculas de HDO e estabelecendo-se o equilíbrio (estado I).

As quantidades, em mol, de cada composto no estado I estão indicadas pelos patamares, no diagrama.

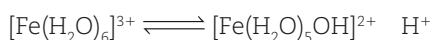


Depois de certo tempo, mantendo-se a temperatura constante, acrescentou-se mais água deuterada, de modo que a quantidade de D_2O , no novo estado de equilíbrio (estado II), fosse o triplo daquela antes da adição. As quantidades, em mol, de cada composto envolvido no estado II estão indicadas pelos patamares, à direita, no diagrama. A constante de equilíbrio, nos estados I e II, tem, respectivamente, os valores:

- a) 0,080 e 0,25.
- ✗ b) 4,0 e 4,0.
- c) 6,6 e 4,0.
- d) 4,0 e 12.
- e) 6,6 e 6,6.

8. (FGV-SP)

Estudos ambientais revelaram que o ferro é um dos metais presentes em maior quantidade na atmosfera, apresentando-se na forma do íon de ferro 3+ hidratado, $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$. O íon de ferro na atmosfera se hidrolisa de acordo com a equação

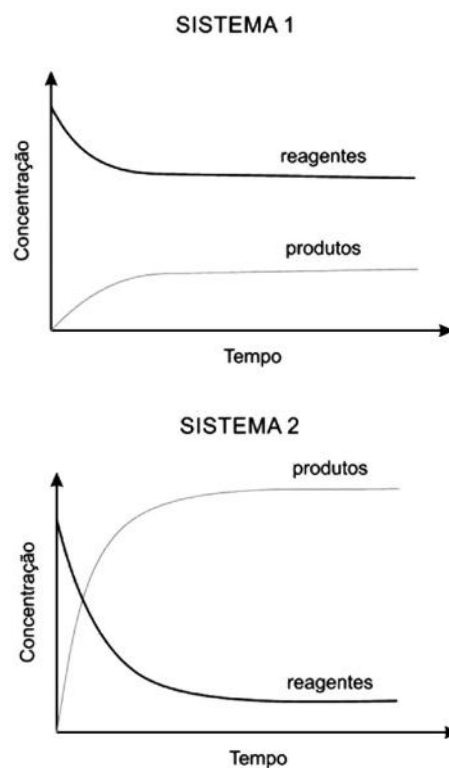


(Química Nova, vol. 25, nº 2, 2002. Adaptado)

Um experimento em laboratório envolvendo a hidrólise de íons de ferro em condições atmosféricas foi realizado em um reator de capacidade de 1,0 L. Foi adicionado inicialmente 1,0 mol de $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ e, após a reação atingir o equilíbrio, havia sido formado 0,05 mol de íons H^+ . A constante de equilíbrio dessa reação nas condições do experimento tem valor aproximado igual a:

- a) $2,5 \cdot 10^{-1}$.
- ✗ b) $2,5 \cdot 10^{-3}$.
- c) $2,5 \cdot 10^{-4}$.
- d) $5,0 \cdot 10^{-2}$.
- e) $5,0 \cdot 10^{-3}$.

9. (Fasm-SP) Analise os gráficos dos sistemas 1 e 2.



Os gráficos mostram a variação da concentração de reagentes e de produtos em dois sistemas, em que ocorrem, respectivamente, as reações genéricas $A \rightleftharpoons B$ e $X \rightleftharpoons Y$ até que ambos entrem em equilíbrio dinâmico.

- a) Considerando que ambos os equilíbrios ocorrem na mesma temperatura, determine qual das reações apresenta a maior constante de equilíbrio. Justifique sua resposta.
- b) Considere que, em um recipiente de 5 litros, foi adicionado 0,3 mol da substância A. Calcule a concentração da substância B no sistema em equilíbrio e a constante de equilíbrio para o sistema 1, sabendo que apenas 20% de A se converteu em B.

10. (Udesc) As reações químicas dependem de colisões eficazes que ocorrem entre as moléculas dos reagentes. Quando se pensa em sistema fechado, é de se esperar que as colisões ocorram entre as moléculas dos produtos em menor ou maior grau, até que se atinja o equilíbrio químico. À temperatura ambiente, o NO_2 (g), gás castanho-avermelhado, está sempre em equilíbrio com o seu dímero, o N_2O_4 (g), gás incolor. Em um experimento envolvendo a dissociação de N_2O_4 (g) em NO_2 (g) coletaram-se os seguintes dados: a amostra inicial de N_2O_4 (g), utilizada foi de 92 g em um dado momento a soma dos componentes N_2O_4 (g) e NO_2 (g) foi de 1,10 mol. Com base nesses dados, pode-se dizer que a quantidade dissociada em mols de N_2O_4 (g) é:

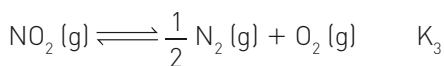
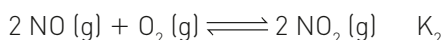
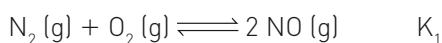
- a) 0,20. c) 0,40. e) 0,80.
 x b) 0,10. d) 0,60.

11. (ITA-SP) Quantidades iguais de H_2 (g) e I_2 (g) foram colocadas em um frasco, com todo o sistema à temperatura T, resultando na pressão total de 1 bar. Verificou-se que a produção de HI (g) cuja pressão parcial foi de 22,8 kPa. Assinale a alternativa que apresenta o valor que mais se aproxima do valor correto da constante de equilíbrio desta reação.

Dado: 1 bar = 100 kPa.

- a) 0,295. c) 0,490. e) 0,700.
 x b) 0,350. d) 0,590.

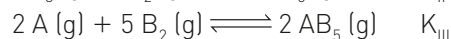
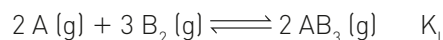
12. (ITA-SP) Considere as seguintes reações químicas e respectivas constantes de equilíbrio:



Então, K_3 é igual a:

- a) $\frac{1}{[K_1 \cdot K_2]}$.
 b) $\frac{1}{[2 \cdot K_1 \cdot K_2]}$.
 c) $\frac{1}{[4 \cdot K_1 \cdot K_2]}$.
 x d) $\left(\frac{1}{K_1 \cdot K_2}\right)^{\frac{1}{2}}$.
 e) $\left(\frac{1}{K_1 \cdot K_2}\right)^2$.

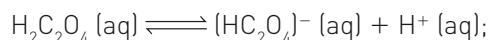
13. (Acafe-SC) Considere os seguintes equilíbrios químicos hipotéticos e suas respectivas constantes de equilíbrio (K) sob temperatura de 400 K.



Assinale a alternativa que melhor representa o valor de K_{III} :

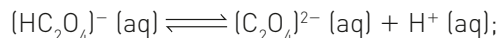
- a) $K_{III} = 2 \cdot K_I \cdot K_{II}$. x c) $K_{III} = K_I \cdot [K_{II}]^2$.
 b) $K_{III} = 2 \cdot K_I + K_{II}$. d) $K_{III} = [K_I]^2 + K_{II}$.

14. (Unifesp) Certo produto utilizado como "tira-ferugem" contém solução aquosa de ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ a 2% (m/V). O ácido oxálico é um ácido diprótico e em suas soluções aquosas ocorrem duas reações de dissociação simultâneas, representadas pelas seguintes equações químicas: Primeira dissociação:



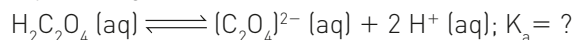
$$K_{a_1} = 5,9 \cdot 10^{-2}$$

Segunda dissociação:



$$K_{a_2} = 6,4 \cdot 10^{-2}$$

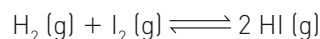
Equilíbrio global:



- a) Expresse a concentração de ácido oxálico no produto em g/L e em mol/L.
 b) Escreva a expressão da constante K_a do equilíbrio global e calcule seu valor numérico a partir das constantes K_{a_1} e K_{a_2} .

Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

15. (Fuvest-SP) Coloca-se para reagir, em um recipiente isolado e de volume constante, um mol de gás hidrogênio e um mol de vapor de iodo, ocorrendo a formação de HI (g), conforme representado pela equação química



Atingido o equilíbrio químico, a uma dada temperatura (mantida constante), as pressões parciais das substâncias envolvidas satisfazem a igualdade

$$\frac{(P_{\text{HI}})^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}} = 55.$$

- a) Calcule a quantidade de matéria, em mol, de HI (g) no equilíbrio.
 b) Expresse o valor da pressão parcial de hidrogênio como função do valor da pressão total da mistura, no equilíbrio.

Deslocamento de equilíbrio

Princípio de Le Chatelier

Quando um sistema está em equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa e as concentrações molares de todos os participantes permanecem constantes.

Se, sobre esse equilíbrio, não ocorrer a ação de nenhum agente externo, ele tende a permanecer nessa situação indefinidamente. Porém, se for exercida uma ação externa sobre esse equilíbrio, ele tende a reagir de maneira a minimizar os efeitos dessa ação.

Esse é o tema do **Princípio de Le Chatelier**, publicado em 1884.

Este princípio é fácil de ser entendido quando se considera que **a constante de equilíbrio depende somente da temperatura**. Ou seja, a constante de equilíbrio não se altera com variações das concentrações dos participantes, do volume ou da pressão exercida.

Os fatores que podem afetar a condição de equilíbrio de um sistema são: concentração, pressão, temperatura.

A seguir, vamos analisar a influência de cada um dos fatores que podem afetar o equilíbrio.

O cloreto de cobalto tem aplicação na fabricação de alguns tipos de cartões indicadores de umidade, úteis, por exemplo, para verificar se embalagens contendo produtos eletrônicos foram armazenadas de forma apropriada antes da venda. Entretanto, compostos contendo cobalto são potencialmente tóxicos para o sistema respiratório e a pele.

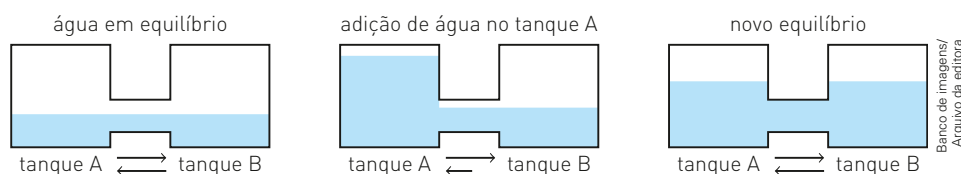


Rita Barreto/Fotorena

Os “galinhos do tempo”, típicos de Portugal, são revestidos de material absorvente impregnado de cloreto de cobalto (CoCl_2). Esse composto tem a propriedade de mudar de cor quando entra em contato com água: em ambiente seco, tem coloração azul; já em ambiente úmido, fica rosa. Trata-se de um processo reversível: se o mudarmos para um ambiente com umidade diversa, ele muda de cor novamente.

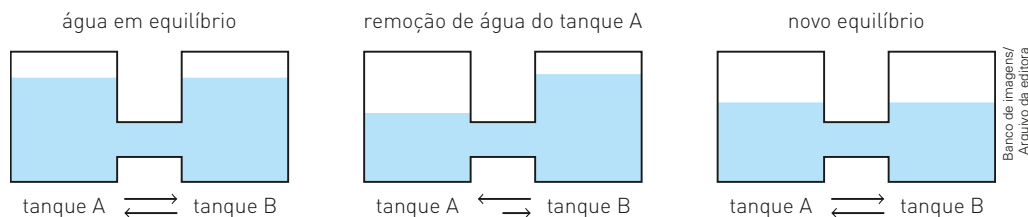
Influência da concentração

Uma analogia muito interessante para relacionar o comportamento de um equilíbrio pode ser representada pela ilustração a seguir. Considerando dois tanques conectados que contêm determinada quantidade de água, de modo que o conector esteja parcialmente preenchido, ao se adicionar água ao tanque A até preenchê-lo, será observado um intenso fluxo de água no sentido do tanque B, até que ambos os tanques apresentem o mesmo volume de água. Neste momento, dizemos que o equilíbrio foi atingido. É importante frisar que, a partir desse instante, o volume dos tanques permanecerá o mesmo, e a água continuará transitando constantemente entre os tanques.

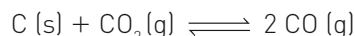


Banco de imagens/
Arquivo da editora

Agora, ao retirarmos água do tanque A, observaremos um intenso fluxo de água no sentido do tanque A, até que, novamente, ambos os tanques apresentem o mesmo volume de água, atingindo assim um novo estado de equilíbrio.

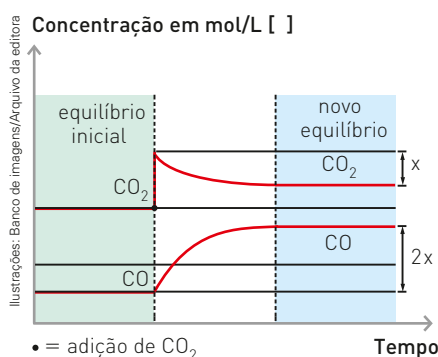


Vejam como se comporta um equilíbrio químico, considerando o exemplo a seguir.



Ele servirá de exemplo para nosso estudo, e vamos analisar o seu comportamento em três situações.

1ª situação



• 1ª situação — Adição de CO_2 (g)

Quando adicionamos CO_2 (g) à mistura em equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento em sua concentração, o que acarreta no consequente aumento do número de choques entre o C (s) e o CO_2 (g). Reagindo a essa mudança de condição, há um aumento na velocidade da reação direta, favorecendo a formação de CO (g), ou seja, o equilíbrio se desloca para o lado direito.

Com o decorrer da reação, a concentração de CO_2 (g) diminui, ao passo que a concentração de CO (g) aumenta até o sistema atingir uma nova situação de equilíbrio.

O gráfico ao lado pode representar essa situação.

Outra maneira de entendermos o deslocamento desse equilíbrio se dá por meio de uma análise da expressão de K_c .

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

Ao introduzir CO_2 (g) à mistura em equilíbrio, estamos aumentando sua concentração $[\text{CO}_2] \uparrow$ e, como a constante K_c não varia, a concentração do CO $[\text{CO}] \uparrow$ também deve aumentar para manter a igualdade matemática.

Se tivéssemos adicionado C (s) ao equilíbrio, não haveria alteração, pois a concentração de um sólido é constante e não depende de sua quantidade.

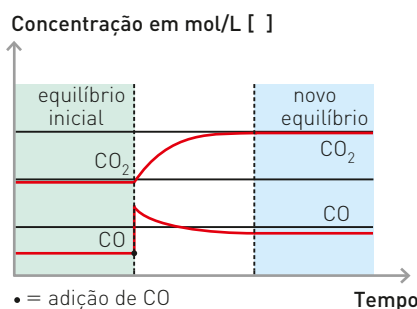
• 2ª situação — Adição de CO (g)

Quando adicionamos CO (g) à mistura em equilíbrio, imediatamente ocorre um aumento em sua concentração, transformando-o parcialmente em CO_2 (g) e em C (s). Nesse caso, o equilíbrio se desloca para a esquerda. Veja a representação gráfica ao lado.

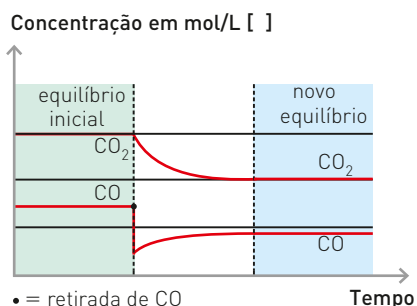
• 3ª situação — Remoção de CO (g)

Quando retiramos parte do CO (g) presente no sistema em equilíbrio, imediatamente ocorre uma diminuição de sua concentração, e, como consequência, a velocidade da reação inversa diminui. Logo, a velocidade da reação direta será maior, favorecendo a formação de CO (g), ou seja, o equilíbrio se desloca para a direita. Veja a representação gráfica ao lado.

2ª situação



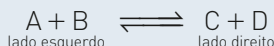
3ª situação



O “lado” do deslocamento

Em um equilíbrio, todas as espécies estão em um mesmo recipiente, formando uma mistura que é chamada mistura reacional ou mistura em equilíbrio.

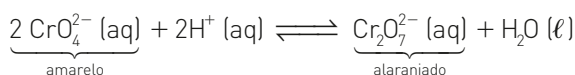
No desenvolvimento deste capítulo, quando nos referirmos a um “deslocamento para a direita”, queremos dizer que o sistema se desloca para o lado direito da equação fornecida.



É comum, em textos didáticos, referir-se ao lado direito como sendo o lado dos produtos e ao lado esquerdo como sendo o lado dos reagentes, ou seja, o lado que representa as substâncias que foram inicialmente misturadas para que a reação pudesse ocorrer.

Porém, em um equilíbrio químico, todas as espécies químicas presentes atuam simultaneamente como reagentes e produtos.

Se considerarmos, agora, o equilíbrio a seguir em meio aquoso:



a cor da solução será dada pelo íon que estiver presente em maior concentração molar. Portanto, quando:

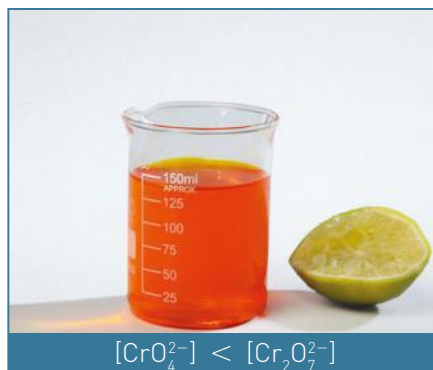
- $\underbrace{[\text{CrO}_4^{2-}]}_{\text{amarelo}} > \underbrace{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}_{\text{alaranjado}}$, prevalece a cor amarela;
- $\underbrace{[\text{CrO}_4^{2-}]}_{\text{amarelo}} < \underbrace{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}_{\text{alaranjado}}$, prevalece a cor alaranjada.

Nesse caso, o deslocamento do equilíbrio é perceptível visualmente pela mudança de cor.

Suponha, por exemplo, que em um equilíbrio predomine a coloração amarela, dada pelo $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$. Quando adicionamos ao sistema algumas gotas de limão ou outra solução ácida qualquer, temos uma mudança de cor, conforme mostram as imagens ao lado.

Como qualquer ácido libera H^+ em meio aquoso, com a sua adição aumentamos a concentração de H^+ no meio, o que provoca um deslocamento do equilíbrio para a direita. Nessa nova situação, o equilíbrio em solução apresenta cor alaranjada devido ao aumento da concentração de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Nesse caso particular de deslocamento de equilíbrio, foi adicionada uma substância que originou um íon já presente no equilíbrio, um íon comum: o H^+ . A esse fato damos o nome **efeito do íon comum**.



/// A adição do suco de limão, que possui caráter ácido, provoca o deslocamento do equilíbrio e, consequentemente, a mudança de cor do sistema.



/// A adição de uma base (NaOH) provoca um novo deslocamento, e o sistema volta à cor amarela inicial.

Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Quando adicionamos uma solução aquosa de soda cáustica (NaOH) a essa mistura em equilíbrio, ocorre um novo deslocamento.

Na solução aquosa de NaOH, existem íons OH^- que consomem os íons H^+ presentes no equilíbrio:

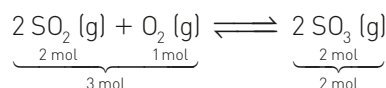


A remoção dos íons H^+ da mistura em equilíbrio provoca um deslocamento para a esquerda, resultando na cor amarela da solução.

Influência da pressão

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, um sistema em equilíbrio, quando submetido a uma ação externa, reage no sentido de minimizar os efeitos dessa ação. Quando, a uma temperatura constante, aumentamos a pressão sobre um equilíbrio gasoso, ele se desloca no sentido da reação capaz de diminuir essa pressão e vice-versa.

A fim de verificarmos os efeitos da variação de pressão em um equilíbrio, vamos considerar o equilíbrio seguinte, a uma temperatura constante:



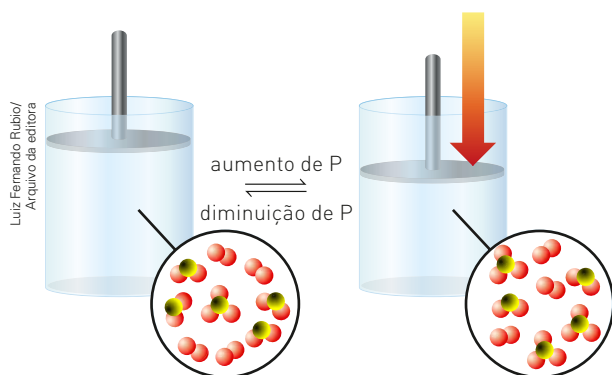
Se aumentamos a pressão, o equilíbrio se desloca para a direita, favorecendo a formação do $\text{SO}_3 (\text{g})$, porque nesse sentido há uma diminuição do número de mol de gás e, conseqüentemente, uma diminuição da pressão.

Se, no entanto, ocorre uma diminuição da pressão, o equilíbrio se desloca para a esquerda, favorecendo a formação de $\text{SO}_2 (\text{g})$ e $\text{O}_2 (\text{g})$, porque nesse sentido há um aumento do número de mol e, conseqüentemente, da pressão.

Outra maneira, mais simples, de analisarmos o efeito produzido pela variação de pressão em um equilíbrio é associar o número de mol ao volume. Assim, nas mesmas condições, temos:

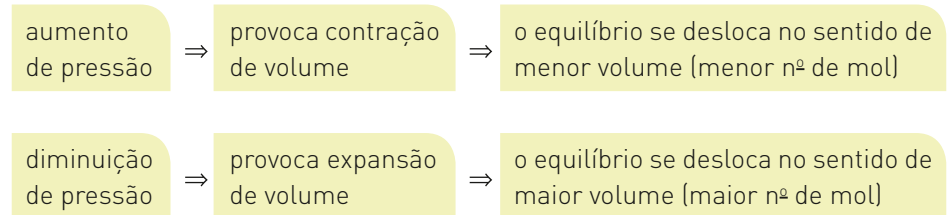
- 1 mol = 1 volume (1 V);
- 2 mol = 2 volumes (2 V).

Logo:

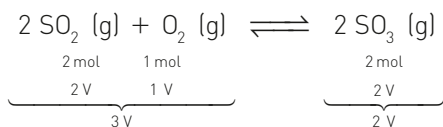


CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

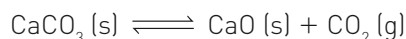


No exemplo dado, temos:



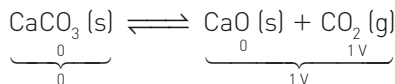
- **aumento de pressão** desloca o equilíbrio para a direita (menor volume);
- **diminuição de pressão** desloca o equilíbrio para a esquerda (maior volume).

Veja outro exemplo:



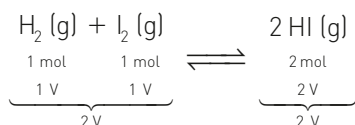
Nesse equilíbrio, as concentrações molares dos sólidos CaCO_3 e CaO não são afetadas por variações de pressão porque são incompressíveis.

A variação de pressão somente afetará a substância no estado gasoso, no caso, o CO_2 .



Assim, podemos concluir que o aumento da pressão desloca o equilíbrio para a esquerda.

Agora, observe o equilíbrio a seguir:



Qualquer que seja o sentido considerado, o número de mol gasoso ou de volume é o mesmo. Logo, o equilíbrio não sofre nenhum deslocamento por variação de pressão.

Se adicionamos um **gás inerte**, ou seja, um gás que não reage, a um sistema em equilíbrio, ocorre aumento da pressão total do sistema. No entanto, como não há variação da concentração nem das pressões parciais de cada gás componente do equilíbrio, a adição do gás inerte não afeta o equilíbrio.

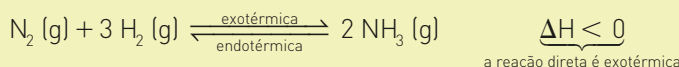
Influência da temperatura

A temperatura é o único fator responsável por alterações na constante de equilíbrio (K_c), além de provocar um deslocamento do equilíbrio.

Em um sistema em equilíbrio, sempre temos duas reações: a endotérmica, que absorve calor; e a exotérmica, que libera calor. Quando aumentamos a temperatura, favorecemos a reação que absorve calor, a fim de minimizar seus efeitos. Como consequência, quando há diminuição da temperatura, favorecemos a reação que libera calor.

Observe o que ocorre com os dois equilíbrios dados como exemplos:

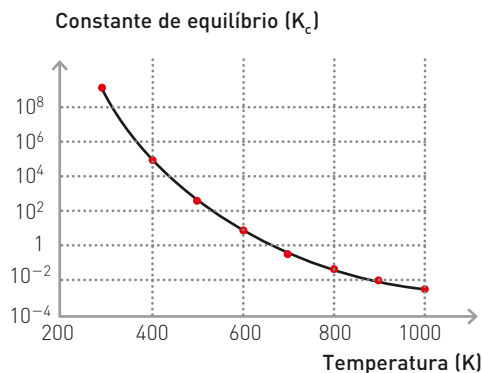
1º exemplo



- **aumento da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica (para a esquerda);
- **diminuição da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação exotérmica (para a direita).

Se também desejamos relacionar a variação da temperatura com a constante de equilíbrio (K_c), devemos considerar que uma elevação da

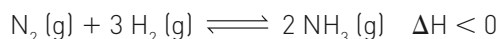
Temperatura	
(K)	(K_c)
300	$2,6 \cdot 10^8$
400	$3,9 \cdot 10^4$
500	$1,7 \cdot 10^2$
600	4,2
700	$2,9 \cdot 10^{-1}$
800	$3,9 \cdot 10^{-2}$
900	$8,1 \cdot 10^{-3}$
1000	$2,3 \cdot 10^{-3}$



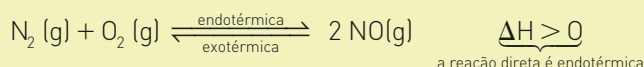
temperatura favorece a reação endotérmica. Então, $[N_2]$ e $[H_2]$ aumentam, e $[NH_3]$ diminui:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2 \downarrow}{[N_2] \cdot [H_2]^3 \uparrow} \Rightarrow K_c \text{ diminui}$$

O gráfico ao lado mostra a variação da K_c em função da temperatura para a reação:



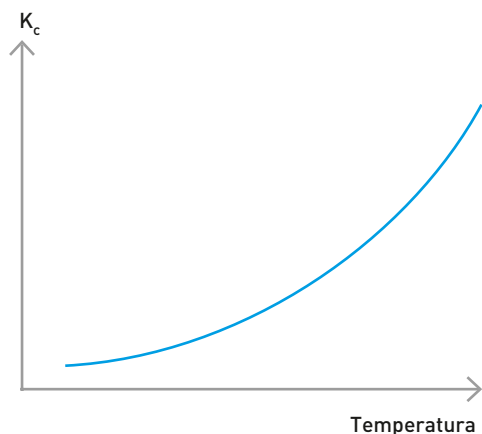
2º exemplo



- **aumento da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação **endotérmica** (para a direita);
- **diminuição da temperatura** desloca o equilíbrio no sentido da reação **exotérmica** (para a esquerda).

Em relação à constante de equilíbrio (K_c), temos um aumento da temperatura, favorecendo a reação endotérmica. Então, $[NO]$ aumenta, e $[N_2]$ e $[O_2]$ diminuem:

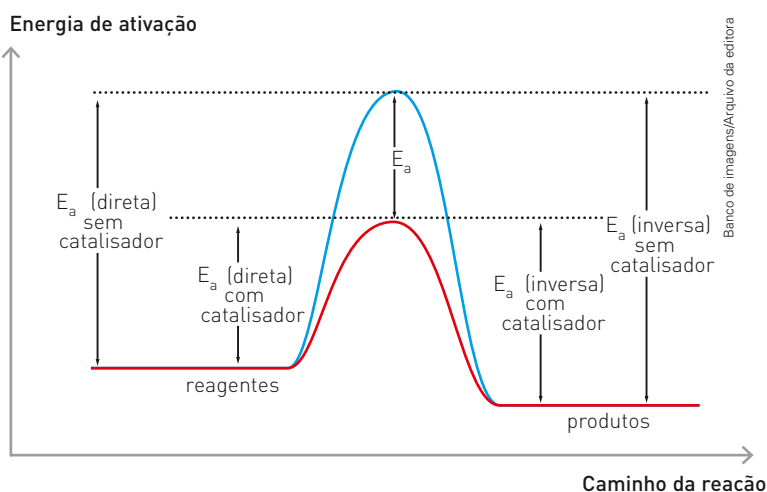
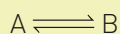
$$K_c = \frac{[NO]^2 \uparrow}{[N_2] \cdot [O_2] \downarrow} \Rightarrow K_c \text{ aumenta}$$



Efeito dos catalisadores sobre o equilíbrio

Catalisadores são substâncias que aumentam a velocidade das reações químicas pela diminuição da energia de ativação (E_a). Em um equilíbrio, a diminuição da energia de ativação produzida pelo catalisador tem o mesmo valor para a reação direta e para a inversa.

Uma reação genérica está representada pela equação e pelo gráfico a seguir:



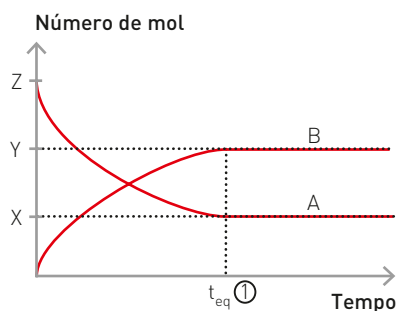
Como o aumento de velocidade da reação produzido pelo catalisador é o mesmo tanto para a reação direta como para a inversa, ele não altera o equilíbrio.

Catalisadores não deslocam o equilíbrio.

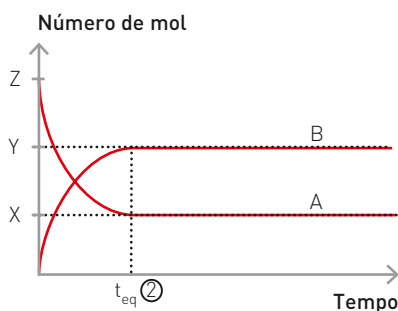
Se o catalisador aumenta a velocidade das reações direta e inversa, o único efeito que ele provoca no equilíbrio é a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.

Observe nos gráficos abaixo que, tanto em uma reação como na outra — sem e com catalisador —, o número de mol de A e de B, no equilíbrio, é igual:

$A \rightleftharpoons B$ (sem catalisador)



$A \rightleftharpoons B$ (com catalisador)



$$t_{eq} 2 < t_{eq} 1$$

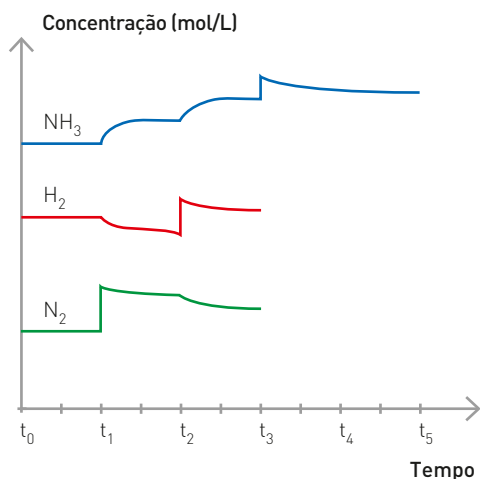
Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora



Em uma garrafa fechada contendo uma bebida gaseificada, temos um equilíbrio químico envolvendo $CO_2(g)$, $H_2O(l)$, H^+ e HCO_3^- . Se a garrafa for aberta, esse equilíbrio se manterá indefinidamente?

Exercícios resolvidos

1. (Ence-Uerj-Cefet-UFRJ) O gráfico representa alterações na concentração das espécies N_2 , H_2 e NH_3 que estão em equilíbrio no instante t_0 , sob pressão e temperatura constantes.



Reprodução/Arquivo da editora

Análise o gráfico e responda:

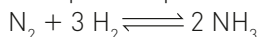
- Que substância foi adicionada ao sistema em t_1 ?
- Que variação sofre a constante de equilíbrio (K_c) quando variam as concentrações em t_2 ?
- Como variam as concentrações de N_2 e H_2 em t_3 ?
- Como variam as concentrações de NH_3 e de H_2 em t_4 , quando N_2 é retirado?

Solução

Considerando que, quando ocorre a adição de qualquer participante do equilíbrio, há um aumento brusco em sua concentração ($\uparrow$) nesse instante e que sua concentração diminui gradativamente até atingir uma nova situação de equilíbrio, demonstrada graficamente por uma reta paralela à abscissa:

- No instante t_1 , ocorreu um aumento brusco na concentração do N_2 .
- A variação de concentração não altera a constante de equilíbrio (K_c).

- c) No instante t_3 ocorreu um aumento brusco na concentração de NH_3 , o que provocou um deslocamento do equilíbrio para a esquerda:

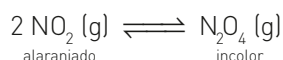


fazendo com que as concentrações de N_2 e H_2 aumentassem.

- d) Se o N_2 for retirado no instante t_4 , o equilíbrio se desloca para a esquerda e, com isso, a concentração de NH_3 diminui e a de H_2 aumenta.

2. (UFV-MG) O equilíbrio de qualquer sistema reativo é de natureza dinâmica, isto é, não existem reações 100% quantitativas. Por outro lado, conhecida a reação e aplicando o Princípio de Le Chatelier, poderíamos deslocar a condição de equilíbrio do lado das espécies químicas mais desejáveis.

A adição de HNO_3 concentrado sobre cobre metálico produz o gás NO_2 , que, quando recolhido e fechado numa ampola, dimeriza-se de tal forma a apresentar o seguinte equilíbrio:

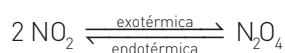


- a) Quando a ampola é resfriada num banho com gelo picado, a cor alaranjada tende a desaparecer. Com base nessa experiência, escreva a reação no sentido em que é deslocada, indicando se é endotérmica ($\Delta H > 0$) ou exotérmica ($\Delta H < 0$).
- b) Imagine que nosso sistema seja transferido para uma outra ampola (inicialmente com vácuo) de capacidade maior, na mesma temperatura. Escreva a reação indicando o sentido em que é deslocada e a sua cor predominante. Justifique, também, a intensidade dessa cor.
- c) Escreva a expressão da constante de equilíbrio da reação proposta anteriormente, em termos das pressões parciais.

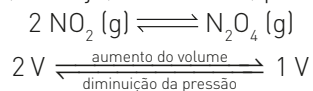
Solução

Um aumento de temperatura favorece a reação endotérmica, enquanto uma diminuição favorece a exotérmica. A partir disso, temos:

- a) Como a cor alaranjada tende a desaparecer quando a ampola é resfriada, o equilíbrio está se deslocando para a direita, pois a concentração de NO_2 (alaranjado) diminui, favorecendo a formação de N_2O_4 . Assim, a reação direta foi favorecida por um abaixamento de temperatura, sendo, pois, exotérmica:



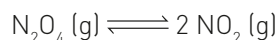
- b) Se há um aumento de volume, temos uma diminuição de pressão, fazendo com que o equilíbrio se desloque no sentido do maior número de mol, ou seja, nesse caso, para a esquerda:



Devido à maior formação de $\text{NO}_2 (\text{g})$, a cor alaranjada tende a se intensificar.

$$c) K_p = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{(P_{\text{NO}_2})^2}$$

3. (Unifor-CE) São dados, na tabela abaixo, cinco valores de constantes de equilíbrio (K_c) para a reação:



a diferentes temperaturas.

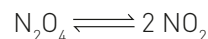
	Temperatura (°C)	K_c
1	50	$2,0 \cdot 10^{-2}$
2	100	$3,6 \cdot 10^{-1}$
3	150	3,2
4	200	19
5	250	78

Qual das temperaturas favorece a decomposição do $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$?

- a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5

Solução

Se a intenção é favorecer a decomposição do $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$, o equilíbrio deve ser deslocado para a direita, ou seja, a concentração de NO_2 deve prevalecer:



Assim, pela expressão da K_c , temos:

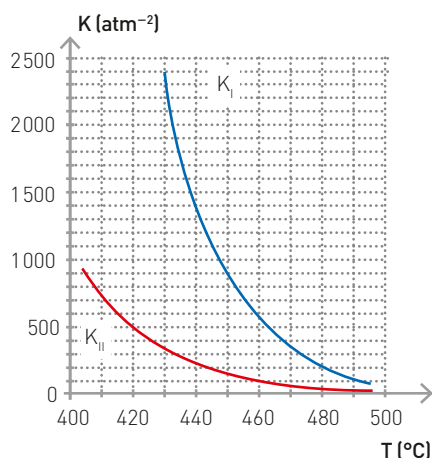
$$\uparrow K_c = \frac{\uparrow [\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

Quanto maior for o $[\text{NO}_2]$, maior será a K_c , o que se verifica a uma temperatura de 250 °C.

Resposta: alternativa e.

4. (Fuvest-SP) Na produção de hidrogênio por via petroquímica, sobram traços de CO e CO_2 nesse gás, o que impede sua aplicação em hidrogenações catalíticas, uma vez que CO é veneno de

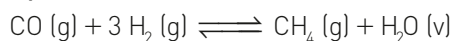
catalisador. Usando-se o próprio hidrogênio, essas impurezas são removidas, sendo transformadas em CH_4 e H_2O . Essas reações ocorrem a temperaturas elevadas, em que reagentes e produtos são gasosos, chegando a um equilíbrio de constante K_I no caso do CO e a um equilíbrio de constante K_{II} no caso do CO_2 . O gráfico traz a variação dessas constantes com a temperatura.



- a) Num experimento de laboratório, realizado a 460°C , as pressões parciais de CO, H_2 , CH_4 e H_2O eram, respectivamente, $4 \cdot 10^{-5} \text{ atm}$, 2 atm, 0,4 atm e 0,4 atm. Verifique se o equilíbrio químico foi alcançado. Explique.
- b) As transformações de CO e CO_2 em CH_4 mais H_2O são exotérmicas ou endotérmicas? Justifique sua resposta.
- c) Em qual das duas transformações, na de CO ou na de CO_2 , o calor desprendido ou absorvido é maior? Explique, em termos do módulo da quantidade de calor ($|Q|$) envolvida.

Solução

a) Equilíbrio I



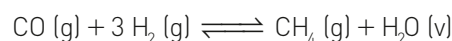
$$460^\circ\text{C} \quad K_I = 500 \text{ atm}^{-2}$$

$$\left. \begin{array}{l} P_{\text{CO}} = 4 \cdot 10^{-5} \text{ atm} \\ P_{\text{H}_2} = 2 \text{ atm} \\ P_{\text{CH}_4} = 0,4 \text{ atm} \\ P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,4 \text{ atm} \end{array} \right\} Q_p = \frac{(P_{\text{CH}_4}) \cdot (P_{\text{H}_2\text{O}})}{(P_{\text{CO}}) \cdot (P_{\text{H}_2})^3}$$

$$Q_p = \frac{0,4 \text{ atm} \cdot 0,4 \text{ atm}}{4 \cdot 10^{-5} \text{ atm} \cdot (2 \text{ atm})^3} = 500 \text{ atm}^{-2}$$

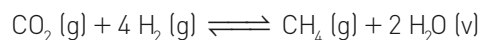
Como $Q_p = K_I$, o equilíbrio foi alcançado.

b) Equilíbrio I



$$K_I = \frac{P_{\text{CH}_4} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{CO}} \cdot (P_{\text{H}_2})^3}$$

Equilíbrio II

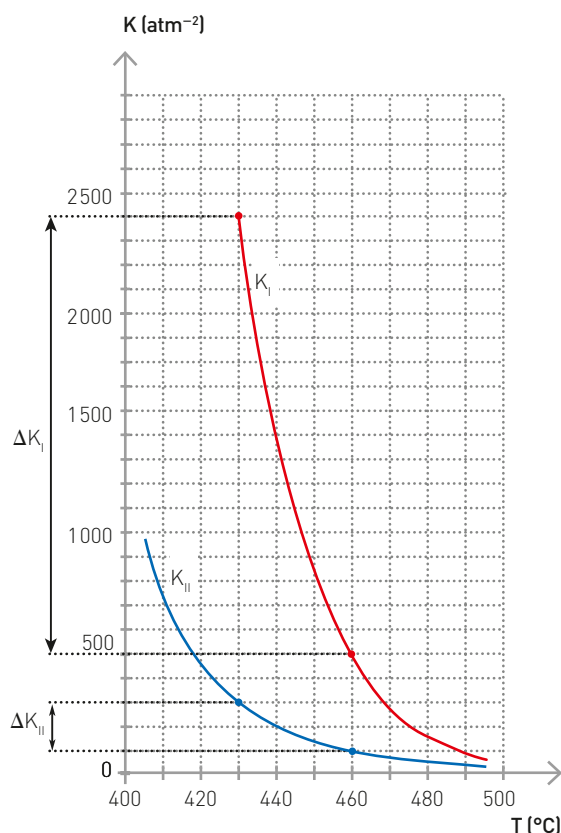


$$K_{II} = \frac{P_{\text{CH}_4} \cdot (P_{\text{H}_2\text{O}})^2}{P_{\text{CO}_2} \cdot (P_{\text{H}_2})^4}$$

Com a elevação da temperatura, tanto K_I quanto K_{II} têm seus valores diminuídos.

Logo, podemos concluir que as reações inversas são endotérmicas, portanto as transformações de CO e CO_2 em CH_4 e H_2O são exotérmicas.

- c) Observando o gráfico, para uma variação na temperatura de 430°C a 460°C , temos:

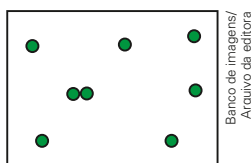


Como $|\Delta K_I| > |\Delta K_{II}|$, podemos concluir que o equilíbrio I sofre maior influência da variação da temperatura; logo, o calor liberado em I será maior que em II:

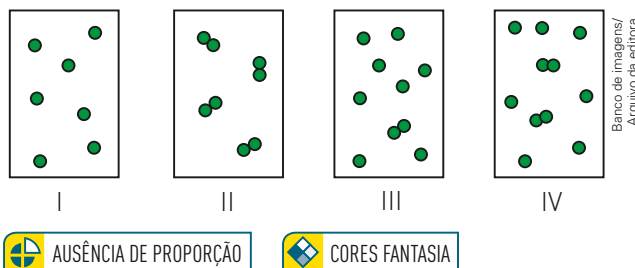
$$|Q_I| > |Q_{II}|.$$

Fundamentando seus conhecimentos

1. A figura abaixo representa um sistema gasoso em equilíbrio: $2A \rightleftharpoons A_2$.



A este sistema foi adicionada certa quantidade de A. Qual das figuras a seguir representa melhor, qualitativamente, a nova situação de equilíbrio?



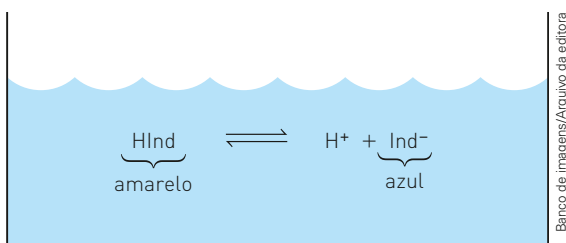
2. A respeito do equilíbrio:



indique para qual lado — direito ($\rightarrow$) ou esquerdo ($\leftarrow$) — ocorre o deslocamento do equilíbrio nos seguintes casos:

- aumentando-se a concentração de PCl_5 ;
- aumentando-se a concentração de PCl_3 ;
- diminuindo-se a concentração de Cl_2 ;
- diminuindo-se a concentração de PCl_5 .

3. Considere o equilíbrio existente em meio aquoso.



A coloração da solução está relacionada às concentrações em mol/L das espécies $HInd$ e Ind^- . Assim teremos:

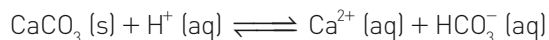
$[HInd] > [Ind^-]$ — solução amarela

$[HInd] < [Ind^-]$ — solução azul

$[HInd] = [Ind^-]$ — solução verde

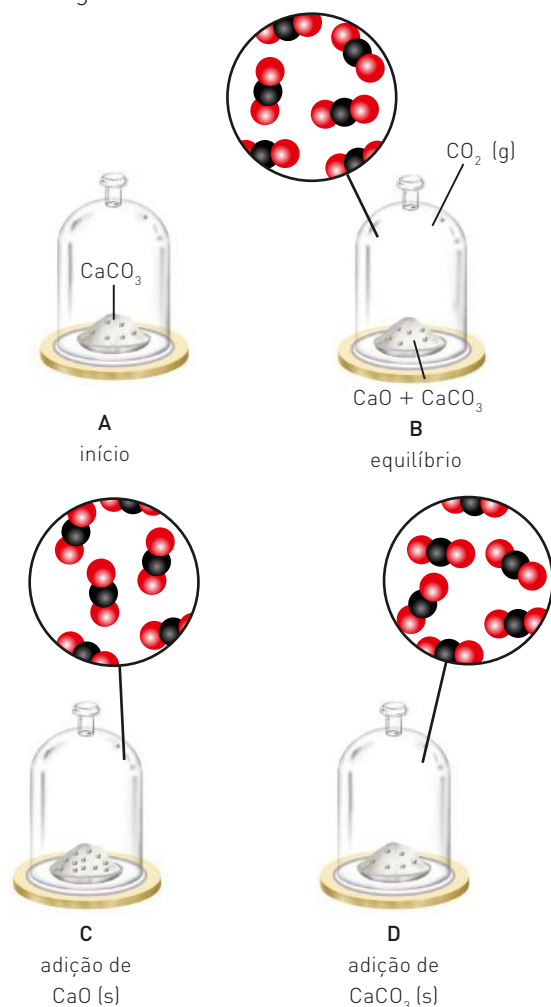
Indique qual a coloração da solução se a ela forem adicionados, separadamente, vinagre e leite de magnésia. Justifique sua resposta.

4. Considere o equilíbrio abaixo e responda aos itens a seguir.



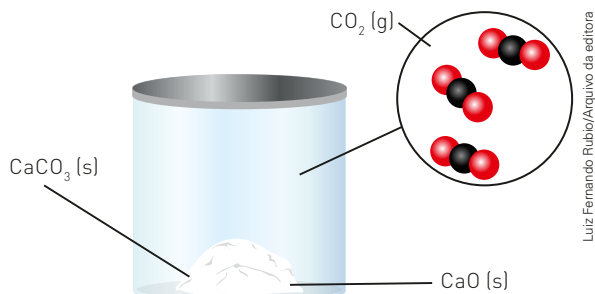
- Se for adicionado vinagre ao equilíbrio, ele vai se deslocar para qual lado? Justifique sua resposta.
- Se for adicionado $NaOH$ ao equilíbrio, ele vai se deslocar para qual lado? Justifique sua resposta.

5. As figuras abaixo representam um equilíbrio heterogêneo.

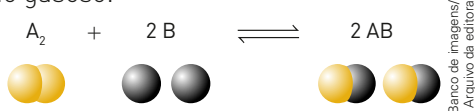


- Escreva a equação que representa o equilíbrio.
- Escreva a expressão da constante de equilíbrio.
- O que acontece com o sistema em equilíbrio após a adição de $CaO(s)$ e/ou $CaCO_3(s)$?
- Compare as pressões parciais do CO_2 em A, B e C.

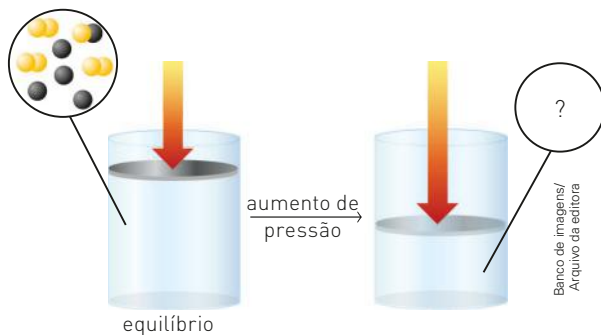
A respeito da ilustração abaixo, responda às questões **6 a 9**.



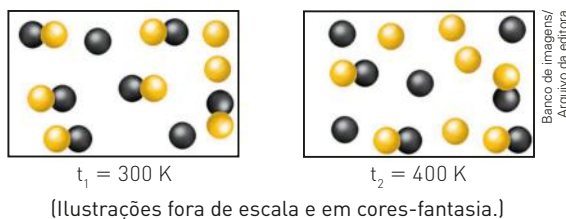
6. Se adicionarmos CO₂, em qual sentido ocorre o deslocamento do equilíbrio?
7. A adição de CO₂ altera o valor da K_c? Justifique sua resposta.
8. O que acontece com as quantidades de CaO (s) e CaCO₃ (s) como consequência da adição de CO₂ (g)?
9. Se aumentarmos a quantidade de CaCO₃ (s), ocorrerá um deslocamento nesse equilíbrio?
10. As figuras a seguir estão relacionadas a um equilíbrio gasoso.



Se esse equilíbrio sofrer um aumento de pressão, as concentrações de A₂, B e AB vão aumentar, diminuir ou permanecer constantes?



11. O equilíbrio $A + B \rightleftharpoons AB$ está representado abaixo em duas temperaturas diferentes.



A seu respeito, responda aos itens abaixo.

- a) Escreva a expressão da K_c.
- b) A reação direta é exotérmica ou endotérmica?
- c) A elevação da temperatura provocou um aumento ou uma diminuição no valor de K_c?

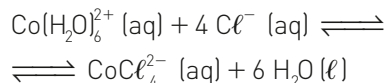
Com base nas informações abaixo, responda às questões **12 a 16**.

A imagem abaixo mostra a mesma mistura em equilíbrio em duas temperaturas diferentes.

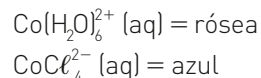


// A temperatura é um fator que pode deslocar o equilíbrio de uma reação.

Esse equilíbrio pode ser representado por:



As espécies responsáveis pela coloração são:



12. Quais as espécies presentes no frasco de solução azulada?
13. Quais as espécies presentes no frasco de solução rósea?
14. Escreva a expressão da constante de equilíbrio.
15. Em qual das duas situações, na temperatura ambiente e em um banho de gelo, a K_c apresenta maior valor? Justifique sua resposta.
16. A reação direta é endotérmica ou exotérmica?
17. Observe o seguinte equilíbrio:
$$\text{CO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{COH} (\text{g}) \quad \Delta H < 0$$
Indique se o equilíbrio se desloca para a direita (→), para a esquerda (←) ou se ele não se desloca em cada uma das situações abaixo:
 - a) aumento da concentração do CO;
 - b) aumento da concentração do H₃COH;
 - c) diminuição da concentração do H₂;
 - d) diminuição da concentração do H₃COH;
 - e) aumento da pressão;
 - f) aumento do volume;
 - g) aumento da temperatura;
 - h) diminuição da temperatura;
 - i) adição de um catalisador.

Desenvolvendo seus conhecimentos

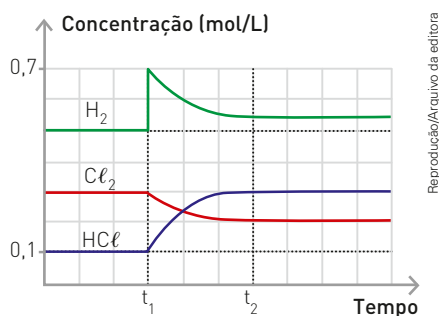
1. (Unimontes-MG) Quatro substâncias gasosas, HCl , I_2 , HI , Cl_2 , são misturadas em um balão fechado, deixadas em repouso, resultando no equilíbrio da reação à temperatura constante:



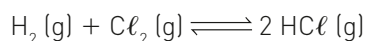
Alterações realizadas nessa mistura podem ter efeitos que resultam em mudanças nesse equilíbrio. Ação e efeito estão corretamente relacionados em:

	Ação	Efeito
X a)	Adição de HCl	Aumento da quantidade de HI
b)	Adição de I_2	Redução da quantidade de Cl_2
c)	Remoção de Cl_2	Não altera o equilíbrio
d)	Remoção de HI	Aumenta o valor da K_c

Análise o diagrama a seguir e responda às questões 2 a 4.



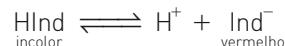
O diagrama se refere ao equilíbrio abaixo, ao qual se aplica o Princípio de Le Chatelier.



2. Qual substância foi retirada ou adicionada no instante t_1 ? Como se comportou o sistema em equilíbrio?
3. O que aconteceu no instante t_2 ? Justifique.
4. O valor da constante do equilíbrio é maior, menor ou igual a 1? Justifique.
5. (Uece) Um estudante de química retirou água do seguinte sistema em equilíbrio:
- $$2 \text{NO}_2 (\text{g}) + \text{CH}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + \text{N}_2 (\text{g})$$
- Em seguida, esse aluno constatou acertadamente que:

- X a) a concentração de metano diminuiu.
 b) o equilíbrio se desloca para a esquerda.
 c) a concentração do dióxido de carbono diminuiu.
 d) a concentração do nitrogênio gasoso diminuiu.

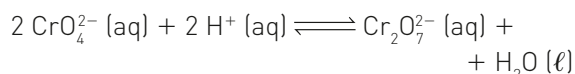
6. (Fatec) A fenolftaleína atua como um indicador ácido-base por ser um ácido fraco, que em solução alcoólica, apresenta a cor das moléculas não dissociadas, HInd diferente da cor dos respectivos íons, Ind^- .



A leitura da mensagem no experimento descrito é possível porque a presença de íons OH^- na solução de fenolftaleína promove deslocamento do equilíbrio para a

- a) direita, devido à diminuição do grau de ionização da fenolftaleína.
 b) direita, devido ao aumento da concentração de íons H^+ .
 X c) direita, devido ao consumo de íons H^+ pelos íons OH^- .
 d) esquerda, devido ao consumo de íons H^+ pelos íons OH^- .
 e) esquerda, devido à diminuição do grau de ionização da fenolftaleína.

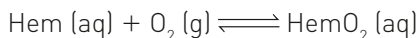
7. (UFPR) O íon cromato CrO_4^{2-} de cor amarela e o íon dicromato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ de cor laranja podem ser utilizados em processos de eletrodeposição para produzir peças cromadas. A fórmula a seguir apresenta o equilíbrio químico dessas espécies em meio aquoso:



Com base no equilíbrio químico acima, considere as seguintes afirmativas:

1. O aumento na concentração de íons H^+ do meio promove a intensificação da cor laranja na solução.
 2. A adição de um ácido forte ao meio intensifica a coloração amarela da solução.
 3. A adição de íons hidroxila (OH^-) ao meio provoca uma reação com os íons H^+ , formando água e intensificando a cor amarela da solução.
 4. A cor exibida pela solução não apresenta dependência da concentração de íons H^+ do meio. Indique a alternativa correta.
 a) Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
 X b) Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
 c) Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
 d) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
 e) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.

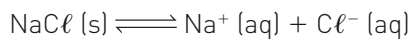
8. (UCS-SP) O oxigênio presente no ar atmosférico, ao chegar aos pulmões, entra em contato com a hemoglobina (Hem) do sangue, dando origem à oxiemoglobina (HemO_2), que é responsável pelo transporte de O_2 até as células de todo o organismo. O equilíbrio químico que descreve esse processo pode ser representado simplificada e pela equação química abaixo.



À medida que uma pessoa se desloca para locais de _____ altitude, a quantidade e a pressão parcial de O_2 no ar vai _____ e esse equilíbrio vai se deslocando para a _____. Em função disso, a pessoa sente fadiga e tontura, e pode até morrer em casos extremos. O corpo tenta reagir produzindo mais hemoglobina; esse processo, porém, é lento e somente se conclui depois de várias semanas de “ambientação” da pessoa com a altitude. É interessante notar que os povos nativos de lugares muito altos, como o Himalaia, desenvolveram, através de muitas gerações, taxas de hemoglobina mais elevadas que a dos habitantes à beira-mar. Esse fenômeno proporciona uma boa vantagem, por exemplo, aos jogadores de futebol da Bolívia, em relação aos seus adversários estrangeiros, quando disputam uma partida na cidade de La Paz, a mais de 3 600 m de altitude.

Assinale a alternativa que preenche correta e respectivamente, as lacunas acima.

- a) maior – aumentando – esquerda
 - ☒ b) maior – diminuindo – esquerda
 - c) menor – diminuindo – esquerda
 - d) menor – diminuindo – direita
 - e) maior – aumentando – direita
9. (Vunesp-SP) Sob temperatura constante, acrescentou-se cloreto de sódio em água até sobrar sal sem se dissolver, como corpo de fundo. Estabeleceu-se assim o seguinte equilíbrio:



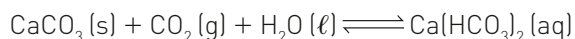
Mantendo a temperatura constante, foi acrescentada mais uma porção de NaCl (s) . Com isso, observa-se que a condutibilidade elétrica da solução sobrenadante _____, a quantidade de corpo de fundo _____ e a concentração de íons em solução _____.

As lacunas do texto devem ser preenchidas, respectivamente, por:

- ☒ a) não se altera – aumenta – não se altera
- b) aumenta – diminui – aumenta

- c) não se altera – não se altera – não se altera
- d) diminui – aumenta – aumenta
- e) não se altera – aumenta – aumenta

10. (Espcex/Aman) Os corais fixam-se sobre uma base de carbonato de cálcio (CaCO_3) produzido por eles mesmos. O carbonato de cálcio em contato com a água do mar e com o gás carbônico dissolvido pode estabelecer o seguinte equilíbrio químico para a formação do hidrogenocarbonato de cálcio:



Considerando um sistema fechado onde ocorre o equilíbrio químico da reação mostrada acima, assinale a alternativa correta.

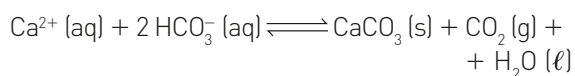
- a) Um aumento na concentração de carbonato de cálcio causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.
- b) A diminuição da concentração do gás carbônico não causará o deslocamento do equilíbrio químico da reação.
- ☒ c) Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido direto da reação, o de formação do produto.
- d) Um aumento na concentração de carbonato causará, simultaneamente, um deslocamento do equilíbrio nos dois sentidos da reação.
- e) Um aumento na concentração do gás carbônico causará um deslocamento do equilíbrio no sentido inverso da reação, no sentido dos reagentes.

11. (UEMG) Zuenir Ventura, em sua crônica “Bonito por Natureza”, coloca o seguinte texto sobre a Gruta do Lago Azul.

“O passeio vale todos os sacrifícios, se é que se pode falar assim. Porque o espetáculo de descida é quase alucinógeno: é um milagre que aquelas estalactites da finura de agulha que descem do teto da gruta possam se sustentar como se fossem gotas interrompidas.”

VENTURA, 2012, p.127.

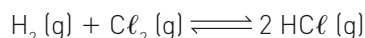
A equação química que mostra a formação das estalactites está representada a seguir.



É CORRETO afirmar que a formação das estalactites é favorecida na seguinte condição:

- ☒ a) Evaporação constante da água.
- b) Diminuição da concentração de íons Ca^{2+} .
- c) Retirada de íons de bicarbonato.
- d) Abaixamento da temperatura no interior da caverna.

12. (PUC-RJ) Podemos afirmar que o equilíbrio químico da reação de obtenção de cloreto de hidrogênio a partir dos gases hidrogênio e cloro, dada abaixo,



pode ser deslocado no sentido da formação do produto pelo seguinte recurso:

- a) aumentando-se a pressão do sistema.
 - b) diminuindo-se a pressão do sistema.
 - c) diminuindo-se a pressão parcial de Cl_2 .
 - x d)** aumentando-se a pressão parcial de Cl_2 .
 - e) adicionando-se um catalisador ao meio reacional.
13. (Udesc) O Princípio de Le Chatelier diz “Quando uma perturbação exterior for aplicada a um sistema em equilíbrio dinâmico, o equilíbrio tende a se ajustar, para minimizar o efeito da perturbação”. Observe a reação química abaixo.

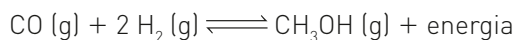


Em relação a essa reação química, é correto afirmar:

- a) Com o aumento da pressão, o equilíbrio se desloca para o sentido de formação do produto.
- b) O equilíbrio se desloca no sentido de formação do produto, com o aumento da concentração $\text{HI}(\text{g})$.
- c) Com o aumento da pressão, o equilíbrio se desloca para o sentido de formação dos reagentes.
- x d)** Com o aumento da pressão, não ocorre deslocamento do equilíbrio da reação.
- e) Quando o gás I_2 for consumido, o equilíbrio não se altera.

14. (Unicid/MED-SP)

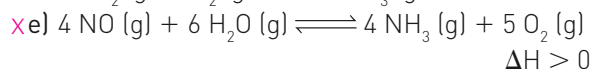
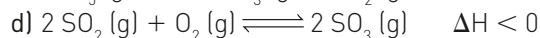
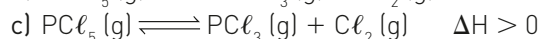
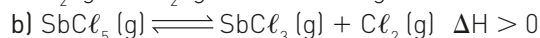
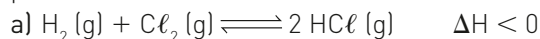
O metanol, CH_3OH , é utilizado como solvente, anticongelante, material de partida para outros produtos químicos e também na produção de biodiesel. Considere a seguinte reação:



(<http://qnint.s bq.org.br>. Adaptado.)

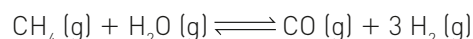
- a) Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio (K_c) dessa reação e calcule o seu valor para um sistema em que, nas condições de equilíbrio as concentrações de metanol, monóxido de carbono e hidrogênio sejam $0,145 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, respectivamente.
- b) Considerando o Princípio de Le Chatelier, o que acontece no sistema em equilíbrio quando a pressão é aumentada? Justifique sua resposta.

15. (UFRGS-RS) Indique a alternativa que representa o equilíbrio que pode ser deslocado no sentido dos produtos por aumento de temperatura e de pressão.



16. (UEL-PR) A obtenção industrial da amônia, utilizada na produção de fertilizantes, segue o processo idealizado pelo alemão Fritz Haber. O hidrogênio necessário é obtido pela reação do metano com vapor de água:

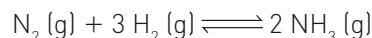
[Reação 1]



$$\Delta H^\circ = +323,5 \text{ kJ/mol de } \text{CH}_4$$

que faz reagir o nitrogênio proveniente do ar com o hidrogênio da reação anterior:

[Reação 2]



$$\Delta H^\circ = -92,6 \text{ kJ}$$

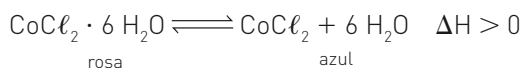
Observando as reações, quais serão, respectivamente, as melhores condições das reações 1 e 2 a serem utilizadas para a produção industrial da amônia?

- a) Baixa temperatura e baixa pressão.
 - b) Alta temperatura e baixa pressão.
 - c) Baixa temperatura e alta pressão.
 - x d)** Alta temperatura e alta pressão.
 - e) Temperatura e pressão médias.
17. (UFMG) O “galinho do tempo”, abaixo representado, é um objeto que indica as condições meteorológicas, pois sua coloração muda de acordo com a temperatura e a umidade do ar.



Rita Barrato/Fotorena

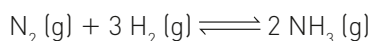
Nesse caso, a substância responsável por essa mudança de coloração é o cloreto de cobalto, CoCl_2 , que, de acordo com a situação, apresenta duas cores distintas — azul ou rosa —, como representado nesta equação:



Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as duas condições que favorecem a ocorrência, no “galinho do tempo”, da cor azul são:

- a) alta temperatura e alta umidade.
- ☒ b) alta temperatura e baixa umidade.
- c) baixa temperatura e alta umidade.
- d) baixa temperatura e baixa umidade.

18. (Ufscar-SP) Em 1912, o químico alemão Fritz Haber desenvolveu um processo para sintetizar amônia diretamente dos gases nitrogênio e hidrogênio. Este processo é muito importante economicamente, porque a amônia é bastante utilizada, por exemplo, na indústria de fertilizantes. Considere a reação em equilíbrio químico num sistema fechado:



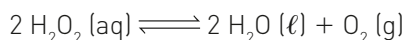
Mantendo-se a temperatura constante, algumas modificações podem ser realizadas nesse sistema:

- I. introdução de $\text{N}_2 (\text{g})$;
- II. aumento da pressão do sistema;
- III. adição de catalisador.

As modificações que irão provocar o deslocamento do equilíbrio, favorecendo a formação de NH_3 , são:

- ☒ a) I e II, apenas.
- b) I e III, apenas.
- c) III, apenas.
- d) II e III, apenas.
- e) I, II e III.

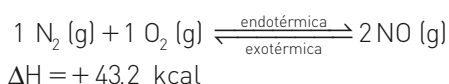
19. (Vunesp-SP) Dada a reação exotérmica:



a alteração que favorece a formação dos produtos é a elevação da:

- a) temperatura.
- b) pressão parcial de O_2 .
- c) concentração de H_2O .
- d) pressão.
- ☒ e) concentração de H_2O_2 .

20. (Unisc-RS) Considerando a reação a seguir,

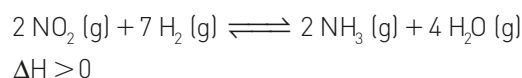


o único fator que provoca seu deslocamento para a direita é:

- a) a adição do gás NO .
- b) o aumento de pressão sobre o sistema.
- c) a retirada de N_2 gasoso do sistema.
- d) a diminuição da pressão do sistema.

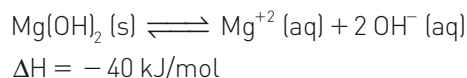
- ☒ e) o aumento da temperatura sobre o sistema.

21. (Acafe-SC) Dado o equilíbrio químico abaixo e baseado nos conceitos químicos é correto afirmar, exceto:



- ☒ a) A presença de um catalisador altera a constante de equilíbrio.
- b) Adicionando H_2 o equilíbrio é deslocado para a direita.
- c) Diminuindo a pressão do sistema o equilíbrio é deslocado para a esquerda.
- d) Diminuindo a temperatura do sistema o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

22. (Uern) Considerando o seguinte equilíbrio químico:



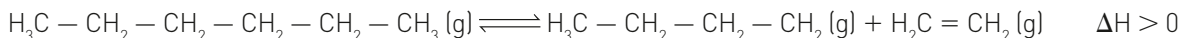
marque (V) para as afirmativas verdadeiras e (F) para as falsas.

- () Trata-se de um equilíbrio heterogêneo.
- () Se aumentar a concentração de hidróxido de magnésio, o equilíbrio será deslocado para a direita.
- () Aumentando a pressão do sistema, o equilíbrio será deslocado para a esquerda.
- () Aumentando a concentração de íons magnésio, a reação será deslocada para a direita.
- () Diminuindo a temperatura do sistema, a reação será deslocada para a direita.

A sequência está correta em:

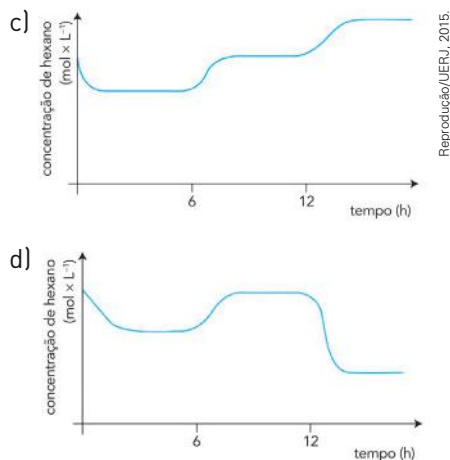
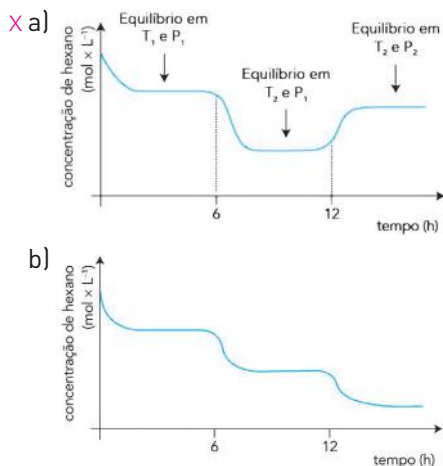
- a) F, V, F, V, F.
- b) V, F, F, V, V.
- c) V, V, V, F, F.
- ☒ d) V, F, F, F, V.

23. (Uerj) O craqueamento é uma reação química empregada industrialmente para a obtenção de moléculas mais leves a partir de moléculas mais pesadas. Considere a equação termoquímica abaixo, que representa o processo utilizado em uma unidade industrial para o craqueamento de hexano.



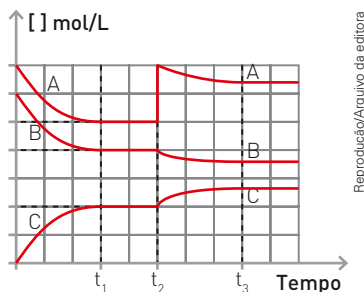
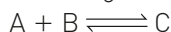
Em um experimento para avaliar a eficiência desse processo, a reação química foi iniciada sob temperatura T_1 e pressão P_1 . Após seis horas, a temperatura foi elevada para T_2 mantendo-se a pressão em P_1 . Finalmente, após doze horas, a pressão foi elevada para P_2 e a temperatura foi mantida em T_2 .

A variação da concentração de hexano no meio reacional ao longo do experimento está representada em:



Desafiando seus conhecimentos

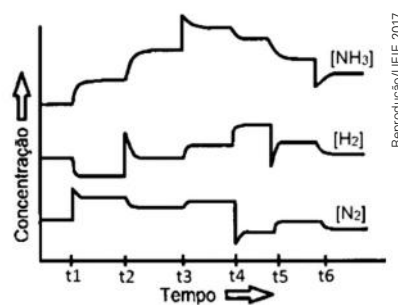
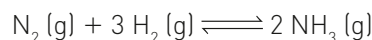
1. (Unifenas-MG) Em geral, as reações químicas que ocorrem, simultaneamente, em dois sentidos, são denominadas reações reversíveis. Equilíbrio químico é uma reação reversível, na qual a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa. Consequentemente, as concentrações de todas as substâncias participantes permanecem constantes. O gráfico a seguir refere-se à reação:



Analisando-se o gráfico conclui-se que:

- a) No início da reação química: $[\text{A}] < [\text{B}]$.
b) O equilíbrio foi alterado em t_1 .
c) Em t_3 a velocidade da reação direta é maior do que a inversa.
d) Em t_2 houve um acréscimo na concentração de A, sendo que a concentração de B diminui e a de C aumenta até atingir um novo equilíbrio.
e) Entre t_2 e t_3 (intervalo de tempo) as velocidades das reações direta e inversa são iguais.

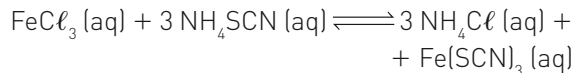
2. (UFJF/Pism-MG) Segundo o princípio de Le Châtelier, se um sistema em equilíbrio é submetido a qualquer perturbação externa, o equilíbrio é deslocado no sentido contrário a esta perturbação. Assim, conforme o sistema se ajusta, a posição do equilíbrio se desloca favorecendo a formação de mais produtos ou reagentes. A figura abaixo mostra diferentes variações no equilíbrio da reação de produção de amônia de acordo com a perturbação que ocorre.



Em quais tempos verifica-se um efeito que desloca o equilíbrio favorecendo os reagentes?

- a) t_1, t_2, t_6
b) t_1, t_4, t_6
c) t_2, t_3, t_4
d) t_3, t_4, t_5
e) t_3, t_5, t_6

3. (UPM-SP) Em uma aula prática, alguns alunos investigaram o equilíbrio existente entre as espécies químicas em solução aquosa. A equação química que representa o fenômeno estudado é descrita por



Nessa investigação, os alunos misturaram quantidades iguais de solução de cloreto de ferro III e de tiocianato de amônio e a mistura produzida foi dividida em três frascos, **A**, **B** e **C**. A partir de então, realizaram os seguintes procedimentos:

- no frasco **A**, adicionaram uma ponta de espátula de cloreto de amônio sólido e agitaram até completa dissolução desse sólido.
- no frasco **B**, adicionaram algumas gotas de solução saturada de cloreto de ferro III.
- no frasco **C**, adicionaram algumas gotas de solução saturada de tiocianato de amônio.

Considerando-se que em todas as adições tenha havido deslocamento do equilíbrio, é correto afirmar que esse deslocamento ocorreu no sentido da reação direta:

- apenas no procedimento I.
 - apenas no procedimento II.
 - apenas nos procedimentos I e II.
 - ☒ apenas nos procedimentos II e III.
 - em todos os procedimentos.
4. (Unisa/MED-SP) Águas contendo íons ferro (II) apresentam-se límpidas, pois o ferro encontra-se solubilizado e incolor. No entanto, ao entrar em contato com o ar ou com gás cloro, os íons ferro (II) reagem, formando hidróxido de ferro (III), insolúvel e de coloração marrom. Roupas lavadas com essa água podem apresentar manchas de cor ferruginosa.
- A equação a seguir representa uma das reações descritas.
- $$2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 2 \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) + 6 \text{H}^+(\text{aq})$$
- Indique o agente oxidante do processo, justificando sua escolha.
 - Qual das substâncias de uso doméstico, vinagre ou leite de magnésia, pode ser utilizada na remoção de manchas de ferrugem das roupas? Justifique sua escolha com base no equilíbrio apresentado.

5. (Fuvest-SP) A Gruta do Lago Azul (MS), uma caverna composta por um lago e várias salas, em que se encontram espeleotemas de origem carbonática (estalactites e estalagmites), é uma importante atração turística. O número de visitantes, entretanto, é controlado, não ultrapassando 300 por dia. Um estudante, ao tentar explicar tal restrição, levantou as seguintes hipóteses:

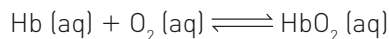
- Os detritos deixados indevidamente pelos visitantes se decompõem, liberando metano, que pode oxidar os espeleotemas.
- O aumento da concentração de gás carbônico que é liberado na respiração dos visitantes, e que interage com a água do ambiente, pode provocar a dissolução progressiva dos espeleotemas.
- A concentração de oxigênio no ar diminui nos períodos de visita, e essa diminuição seria compensada pela liberação de O_2 pelos espeleotemas.

O controle do número de visitantes, do ponto de vista da Química, é explicado por:

- I, apenas.
- ☒ II, apenas.
- III, apenas.
- I e III, apenas.
- I, II e III.

6. (Enem)

Hipóxia ou mal das alturas consiste na diminuição de oxigênio (O_2) no sangue arterial do organismo. Por essa razão, muitos atletas apresentam mal-estar (dores de cabeça, tontura, falta de ar etc.) ao praticarem atividade física em altitudes elevadas. Nessas condições, ocorrerá uma diminuição na concentração de hemoglobina oxigenada (HbO_2) em equilíbrio no sangue, conforme a relação:



Mal da montanha. Disponível em: www.feng.pucrs.br. Acesso em: 11 fev. 2015 (adaptado).

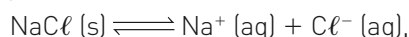
A alteração da concentração de hemoglobina oxigenada no sangue ocorre por causa do(a):

- elevação da pressão arterial.
- aumento da temperatura corporal.
- redução da temperatura do ambiente.
- ☒ queda da pressão parcial de oxigênio.
- diminuição da quantidade de hemácias.

7. (Unimontes-MG) Em um tubo de ensaio contendo solução aquosa saturada de cloreto de sódio foi adicionada uma solução concentrada de ácido clorídrico, ocorrendo o que pode ser observado na figura.

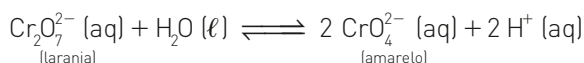


Dada a equação que representa o equilíbrio de solubilidade do cloreto de sódio,



assinale a alternativa correta.

- a) A adição do íon comum cloreto favorece o equilíbrio para a esquerda.
 b) O ácido clorídrico reage com cloreto de sódio formando um precipitado.
 c) A solubilidade do cloreto de sódio é aumentada pela adição de HCl.
 d) A adição do íon comum aumenta a solubilidade do cloreto de sódio.
8. (FSM/MED-CE) Compostos contendo íons dicromato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ou cromato CrO_4^{2-} são tóxicos e carcinogênicos. O equilíbrio químico estabelecido entre esses íons em fase aquosa está representado na equação:



Soluções que contêm íons dicromato necessitam de tratamento prévio para serem descartadas diretamente no meio ambiente. Uma das etapas deste tratamento é a redução do íon dicromato para cromo (III).

- a) Considere que em uma solução aquosa, com íons dicromato e cromato em equilíbrio, seja adicionado ácido clorídrico.
- Qual será a cor predominante dessa solução? Justifique sua resposta.
- b) Qual a variação do número de oxidação do cromo no processo de redução descrito no texto? Apresente os cálculos efetuados.
9. (UCB-DF) Os óculos fotocromáticos possuem lentes que contêm cristais de cloreto de prata (AgCl) incorporados diretamente ao vidro. Quando a radiação ultravioleta do Sol atinge os cristais de AgCl , as lentes escurecem e, em ambientes escuros, elas clareiam, de acordo com a reação seguinte:



De acordo com o texto e seus conhecimentos, assinale a alternativa incorreta.

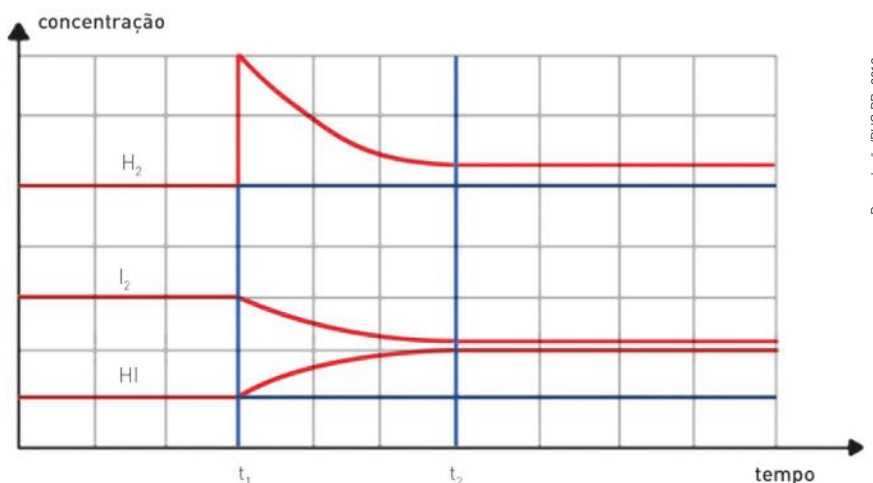
- a) O aumento de incidência de luz desloca o equilíbrio para a direita fazendo a lente escurecer.
 b) Os átomos de prata se recombinaem com átomos de cloro para formar AgCl , absorvendo energia.
 c) Os óculos fotocromáticos representam um exemplo do Princípio de Le Chatelier.
 d) Em ambientes escuros, há maior produção de cloreto de prata, clareando as lentes dos óculos.
 e) O aumento da concentração de Ag desloca o equilíbrio, favorecendo a produção de cloreto de prata.

10. [PUC/MED-PR]

O Princípio de Le Chatelier infere que quando uma perturbação é imposta a um sistema químico em equilíbrio, este irá se deslocar de forma a minimizar tal perturbação.

Disponível em: <brasil escola.com/exercicios-quimica/exercicios-sobre-principio-le-chatelier.htm>.

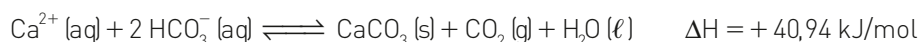
O gráfico apresentado a seguir indica situações referentes à perturbação do equilíbrio químico indicado pela equação $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$.



Reprodução/PUC-PR, 2016.

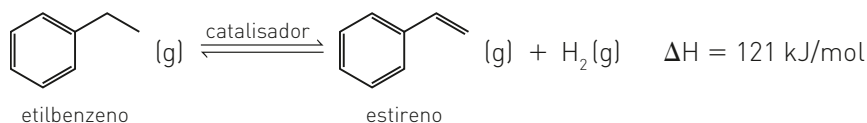
A partir da equação química apresentada e da observação do gráfico, considerando também que a reação é endotérmica em favor da formação do ácido iodídrico, a dinâmica do equilíbrio favorecerá:

- a) a formação de iodo quando da adição de gás hidrogênio.
 - ☒ b) o consumo de iodo quando da adição de gás hidrogênio.
 - c) a diminuição na quantidade de ácido iodídrico quando do aumento da temperatura.
 - d) o aumento na quantidade das substâncias simples quando ocorrer elevação da pressão total do sistema.
 - e) formação de gás hidrogênio na reação direta a partir de t_1 , em virtude da adição de ácido iodídrico.
11. [Enem] A formação de estalactites depende da reversibilidade de uma reação química. O carbonato de cálcio (CaCO_3) é encontrado em depósitos subterrâneos na forma de pedra calcária. Quando um volume de água rica em CO_2 dissolvido infiltra-se no calcário, o minério dissolve-se formando íons Ca^{2+} e HCO_3^- . Numa segunda etapa, a solução aquosa desses íons chega a uma caverna e ocorre a reação inversa, promovendo a liberação de CO_2 e a deposição de CaCO_3 , de acordo com a equação apresentada.



Considerando o equilíbrio que ocorre na segunda etapa, a formação de carbonato será favorecida pelo(a):

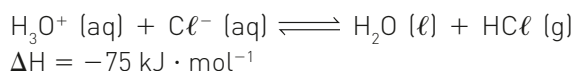
- a) diminuição da concentração de íons OH^- no meio.
 - b) aumento da pressão do ar no interior da caverna.
 - c) diminuição da concentração de HCO_3^- no meio.
 - ☒ d) aumento da temperatura no interior da caverna.
 - e) aumento da concentração de CO_2 dissolvido.
12. [Vunesp-SP] O estireno, matéria-prima indispensável para a produção do poliestireno, é obtido industrialmente pela desidrogenação catalítica do etilbenzeno, que se dá por meio do seguinte equilíbrio químico:



Analisando-se a equação de obtenção do estireno e considerando o princípio de Le Chatelier, é correto afirmar que:

- a) a entalpia da reação aumenta com o emprego do catalisador.
- b) a entalpia da reação diminui com o emprego do catalisador.
- x c)** o aumento de temperatura favorece a formação de estireno.
- d) o aumento de pressão não interfere na formação de estireno.
- e) o aumento de temperatura não interfere na formação de estireno.

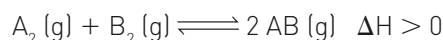
13. (PUC-MG) Considere o seguinte equilíbrio:



É incorreto afirmar:

- a) Quando é adicionada uma pequena quantidade de íons hidrônio, o equilíbrio é deslocado para a direita.
- b) Se a pressão total é aumentada, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.
- c) Se a temperatura diminui, o equilíbrio é deslocado para a direita.
- x d)** Quando é retirada uma pequena quantidade de ácido clorídrico, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

14. (UPM-SP) Considere o processo representado pela transformação reversível equacionada abaixo.



Inicialmente, foram colocados em um frasco com volume de 10 L, 1 mol de cada um dos reagentes. Após atingir o equilíbrio, a uma determinada temperatura T, verificou-se experimentalmente que a concentração da espécie AB (g) era de 0,10 mol/L. São feitas as seguintes afirmações, a respeito do processo acima descrito.

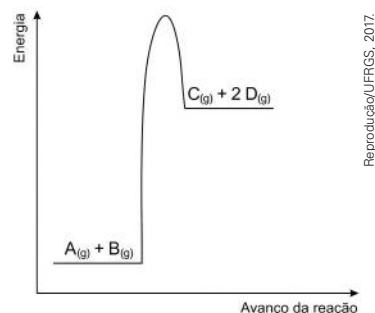
- I. A constante K_c para esse processo, calculada a uma dada temperatura T, é 4.
- II. A concentração da espécie A_2 (g) no equilíbrio é de 0,05 mol/L.
- III. Um aumento de temperatura faria com que o equilíbrio do processo fosse deslocado no sentido da reação direta.

Assim, pode-se confirmar que

- a) é correta somente a afirmação I.
- b) são corretas somente as afirmações I e II.

- c) são corretas somente as afirmações I e III.
- d) são corretas somente as afirmações II e III.
- x e)** são corretas as afirmações I, II e III.

15. (UFRGS-RS) Observe a figura abaixo, sobre o perfil de energia de uma reação em fase gasosa.



Reprodução/UFRGS, 2017.

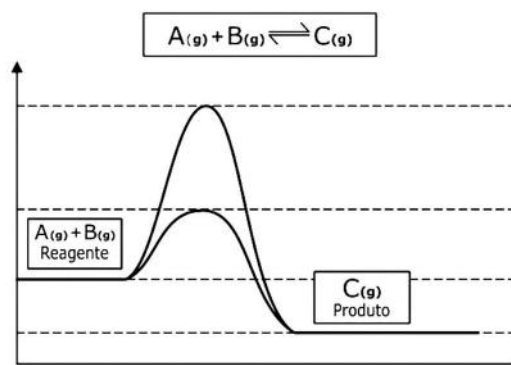
Considere as seguintes afirmações a respeito dessa reação.

- I. A posição de equilíbrio é deslocada a favor dos produtos, sob aumento de temperatura.
- II. A posição de equilíbrio é deslocada a favor dos reagentes, sob aumento de pressão.
- III. A velocidade da reação inversa aumenta com a temperatura.

Quais estão corretas?

- x a)** Apenas I.
- b) Apenas II.
- c) Apenas III.
- d) Apenas I e II.
- e) I, II e III.

16. (UEPG-PR) O diagrama de entalpia abaixo fornece informações sobre uma reação química reversível. Considerando que o sistema está em equilíbrio, assinale o que for correto.



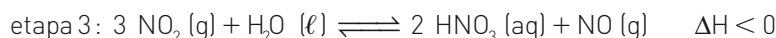
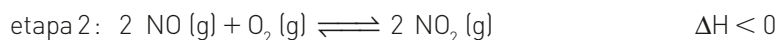
Reprodução/UEPG, 2015.

- 01) Esta é uma reação exotérmica, pois a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.
- 02) A curva de maior energia de ativação (E_a) se refere à reação catalisada.

- 04) Um aumento na temperatura do sistema não favoreceria essa reação porque o equilíbrio seria deslocado no sentido dos reagentes.
- 08) A adição dos reagentes A ou B provocaria um deslocamento do equilíbrio para a direita e a formação de maior quantidade de C.
- 16) Se houver uma diminuição na pressão do sistema, o equilíbrio será deslocado no sentido dos produtos.

01, 04 e 08.

17. (Unifesp) Na indústria, a produção do ácido nítrico (HNO_3) a partir da amônia (NH_3) se dá em três etapas:



A fim de verificar as condições que propiciam maior rendimento na produção de NO na etapa 1, um engenheiro realizou testes com modificações nos parâmetros operacionais desta etapa, indicadas na tabela.

Teste	Modificações da etapa 1
1	aquecimento e aumento de pressão
2	aquecimento e diminuição de pressão
3	resfriamento e aumento de pressão
4	resfriamento e diminuição de pressão

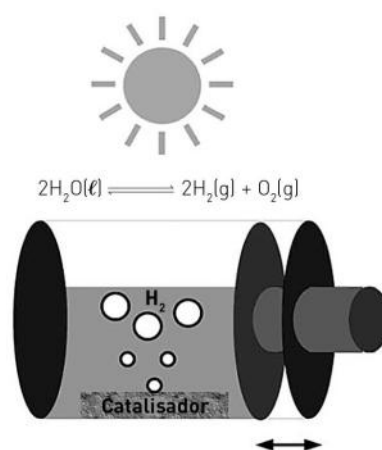
- a) Com base nas três etapas, escreva a equação balanceada para a reação global de obtenção do ácido nítrico cujos coeficientes estequiométricos são números inteiros. Essa reação tem como reagentes NH_3 e O_2 , e como produtos HNO_3 , H_2O e NO , sendo que o coeficiente estequiométrico para o HNO_3 é 8.
- b) Qual teste propiciou maior rendimento na produção de NO na etapa 1? Justifique sua resposta.

18. (UFPR) Recentemente, a produção fotocatalítica de hidrogênio vem atraindo atenção devido ao processo que gera um combustível limpo, o qual é utilizado em células a combustível. O processo se baseia na separação da água nos seus componentes, conforme equilíbrio inserido no esquema, utilizando luz solar e um fotocatalisador [p. ex. $\text{NaTO}_3:\text{La}$]. O processo é extremamente endotérmico, necessitando 1,23 eV para ocorrer. Num experimento, o processo foi realizado num sistema fechado, como esquematizado abaixo. Considerando essas informações, identifique as afirmativas a seguir como verdadeiras (V) ou falsas (F):

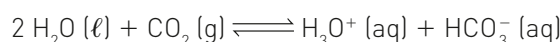
- () A quantidade de fotocatalisador limita a conversão.
- () O aumento da temperatura irá favorecer a conversão.
- () A diminuição do volume do sistema irá favorecer a conversão.
- () É condição necessária para a produção de hidrogênio que o fotocatalisador absorva energia solar superior a 1,23 eV.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta, de cima para baixo.

- a) F – V – V – F.
- ✗ b) V – V – F – V.
- c) V – F – F – V.
- d) V – V – V – F.
- e) F – F – V – V.



19. (UPE/SSA) É comum ocorrer a eructação, mais conhecida por arroto, após a ingestão de refrigerante. A água gaseificada é um componente importante dos refrigerantes. Ela é produzida pela mistura de água e gás carbônico, sob baixa temperatura, em que se estabelece o seguinte equilíbrio químico:



Considerando o equilíbrio químico indicado, um dos fatores que NÃO influencia na eructação após a ingestão de refrigerantes é a(o):

- a) elevação da temperatura no interior do estômago.
- b) acréscimo da concentração de íons hidrônio por causa do suco gástrico.
- x c) presença do ácido clorídrico que funciona como catalisador para a reação inversa.
- d) aumento do volume no interior do estômago em comparação com o refrigerante envasado.
- e) diminuição da pressão no interior do estômago em comparação com o refrigerante envasado.

20. (UEPG-PR) Considerando a equação em equilíbrio, de síntese do SO_3 :



As constantes de equilíbrio, K_c , para essa reação em diferentes temperaturas são as seguintes:

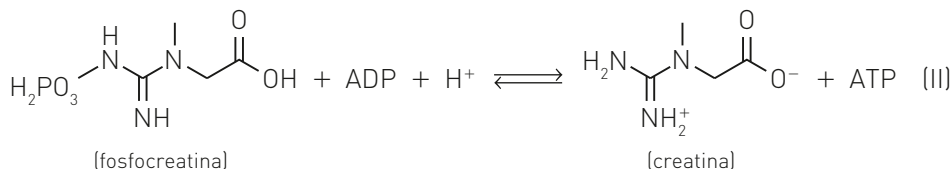
K_c	Temperatura (K)
100	1 000
2	1 200

Com base nessa equação e os fatores que podem afetar o seu equilíbrio, assinale o que for correto.

- 01) Para melhorar o rendimento dessa reação, pode-se diminuir a concentração de $\text{SO}_2 (\text{g})$ ou de $\text{O}_2 (\text{g})$.
- 02) Para que essa reação atinja o equilíbrio mais rapidamente, pode-se aumentar a concentração de $\text{SO}_2 (\text{g})$ ou de $\text{O}_2 (\text{g})$.
- 04) Para melhorar o rendimento dessa reação, pode-se aumentar o volume do recipiente em que a reação ocorre e, desta forma, diminuir a pressão.
- 08) A síntese do SO_3 é uma reação exotérmica.
- 16) Para melhorar o rendimento dessa reação, deve-se abaixar a temperatura. 02, 08 e 16.

21. (UFPR) Numa atividade física intensa, as células do tecido muscular de um atleta demandam energia. Essa energia é armazenada na forma de moléculas de ATP (adenosina trifosfato) e pode ser obtida através da conversão de ATP em ADP (adenosina difosfato), conforme mostrado na equação (I). Essa reação em condição intracelular fornece uma energia livre de Gibbs $\Delta G^0 = -11,5 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$.

A creatina ($M = 131 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) é um dos suplementos mais populares utilizados atualmente por atletas. A ingestão de creatina faz com que aumente a concentração de fosfocreatina dentro da célula do tecido muscular. A fosfocreatina reage com ADP, produzindo ATP através de uma reação enzimática, mostrada na equação de equilíbrio (II).



- a) Durante esforço físico intenso, o que acontece com a razão entre as concentrações [creatina]/[fosfocreatina] dentro da célula do tecido muscular?
- b) Como se pode prever isso utilizando o Princípio de Le Chatelier?
- c) Qual é a quantidade de energia gerada através da hidrólise de ATP proveniente exclusivamente da ingestão de 3 g de creatina, admitindo-se que toda essa creatina é acumulada na forma de fosfocreatina nas células? (Utilize uma casa decimal nos cálculos.)

O equilíbrio é mesmo necessário?

Em nosso cotidiano, é muito comum ouvirmos que é necessário ter equilíbrio em tudo. Essa recomendação surge, por exemplo, em programas de televisão, principalmente aqueles relacionados a autoajuda, saúde, dietas etc.

Na área esportiva, comentaristas falam que é preciso equilíbrio entre o ataque e a defesa nos times de futebol, senão a equipe pode ficar vulnerável durante as partidas que disputa.

Os economistas, por sua vez, afirmam que o equilíbrio entre receitas e despesas no orçamento do governo é fundamental para a estabilidade econômica. Já os políticos pregam o equilíbrio de forças militares entre países vizinhos para que não ocorram guerras.

Mas é realmente necessário que haja equilíbrio em tudo na natureza?

O conceito de equilíbrio está relacionado ao fato de um objeto (ou sistema) se manter constante, inalterado. Ou seja, seus parâmetros físicos não mudam com o tempo, não evoluem.

[...]

Estudar objetos da natureza em condições próximas à de equilíbrio é mais fácil do que quando eles não estão nessa situação.

Da mesma maneira, é mais fácil entender o comportamento das pessoas quando elas estão física e emocionalmente equilibradas. Lidar com mudanças bruscas de comportamento é mais difícil, assim como prever as propriedades dos sistemas quando eles saem bruscamente do equilíbrio.

Mas a ocorrência de desequilíbrios é a responsável pela modificação dos sistemas. E justamente quando isso acontece é que as coisas podem se tornar interessantes.

Desequilíbrio vital

A vida na Terra deve ter surgido há cerca de 4 bilhões de anos. Por meio de algum processo do qual ainda não temos absoluta certeza, uma certa molécula aprendeu a fazer cópias de si mesma, ou seja, permitiu que as configurações nela existentes pudessem ser duplicadas. Assim, as informações dessa molécula foram propagadas com o passar do tempo.

Se isso ocorresse sempre da mesma maneira, não haveria nada de novo e essa molécula não evoluiria. Entretanto, devido a mudanças e desequilíbrios do ambiente, essa molécula se aprimorou ao longo do tempo e permitiu a formação de estruturas mais complexas. Esse processo levou ao aparecimento das primeiras bactérias e, passados bilhões de anos, resultou em formas de vida tão complexas como nós.

Todas as formas de vida somente sobrevivem devido ao constante recebimento de energia do meio exterior. Desde seres mais simples – como as plantas, que utilizam a luz do Sol como fonte direta de energia – aos mais complexos – como os humanos, que necessitam ingerir alimentos mais elaborados –, se não houver troca de energia, os organismos não funcionam.

Thinkstock/Getty Images



// As plantas usam a luz do Sol como fonte direta de energia. Se não houver troca de energia, os organismos não funcionam.



“Um barco no meio de um lago onde não existe qualquer brisa ou movimento na água permanece parado.” Para que o barco se movimente, é preciso quebrar as condições de equilíbrio existentes entre ele e o lago.

[...]

Como a temperatura do nosso corpo normalmente é maior que a do ambiente, há um fluxo de calor do nosso corpo para o ambiente. Se fosse o contrário, o nosso organismo não funcionaria. Por isso, o nosso corpo desenvolveu mecanismos mais sofisticados para poder controlar sua temperatura, permitindo que o calor saia do corpo em dias muito quentes. Um desses mecanismos é o suor, que, ao evaporar, ajuda a fazer a troca de calor com o ambiente.

A física e o equilíbrio

O desequilíbrio é essencial para modificar qualquer parâmetro físico de um sistema na natureza. Por exemplo: um barco no meio de um lago onde não existe qualquer brisa ou movimento na água permanece parado. Embora esteja em contato com um grande reservatório térmico (o lago), o barco não consegue absorver a energia térmica contida na água, para que, de alguma forma, ela seja usada para movimentá-lo, pois o barco está em equilíbrio térmico com o lago.

Para que ocorra movimento, é necessário quebrar esse equilíbrio. Por isso, o motor do barco transforma a energia química contida nas ligações entre as moléculas de combustível em calor. Essa energia térmica é liberada no interior dos pistões do motor, que empurram as turbinas e, assim, impulsionam o barco, realizando o que chamamos de trabalho (energia transferida pela força usada para movimentar o barco durante o seu deslocamento). Uma parte da energia produzida é transferida para o lago, aquecendo-o levemente.

[...]

Embora a procura pelo equilíbrio seja algo importante em nossa vida, são os desequilíbrios que promovem as transformações, seja nos processos físicos, seja em nosso cotidiano. No caso dos processos físicos, essas mudanças seguem leis naturais. Quanto a nós, temos a capacidade de escolher os caminhos que queremos tomar. Mas, se tudo no universo estivesse em equilíbrio, não estaríamos nem aqui para pensar sobre essas questões.

Fonte: OLIVEIRA, A. *O equilíbrio é mesmo necessário?* Disponível em: <http://www.cienciahoje.org.br/noticia/v1er/id/2778/n/o_equilibrio_e_mesmo_necessario>. Acesso em: 6 abr. 2018.

1. O texto trata dos conceitos de equilíbrio e desequilíbrio a partir de vários pontos de vista: biológico, físico e até “existencial”. Pense em outros exemplos de equilíbrio, lembrando o que foi estudado nesta unidade, e elabore um parágrafo complementar ao texto que trate do equilíbrio químico.
2. A definição de equilíbrio apresentada no trecho “O conceito de equilíbrio está relacionado ao fato de um objeto (ou sistema) se manter constante, inalterado. Ou seja, seus parâmetros físicos não mudam com o tempo, não evoluem.” pode ser aplicada ao conceito de equilíbrio químico? Explique.
3. Releia o parágrafo final do texto e discuta com seus colegas: vocês concordam com as afirmações do autor? Por quê?

Equilíbrio iônico

A imagem de abertura desta unidade apresenta alguns componentes do sangue, responsáveis por algumas funções essenciais para a manutenção da vida, como transporte de oxigênio, defesa e coagulação do sangue. Esses componentes só conseguem desempenhar tais funções porque no sangue existem vários sistemas-tampão que conseguem evitar variações bruscas de pH.

Você sabe o que é uma solução-tampão? Como ela se comporta?

Foto: Dennis Kunkel Microscopy/SP/Lainetock



NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Constante de ionização.
- Produto iônico da água.
- pH e pOH.
- Indicadores.
- Titulação.
- Sistemas-tampão.
- Hidrólise salina.
- Produto de solubilidade.

Constante de ionização (K_i)

Na Unidade 7 você estudou os equilíbrios químicos moleculares. Agora, estudará o equilíbrio químico que envolve a participação de íons, ou equilíbrio iônico. Antes, porém, é importante retomarmos alguns conceitos de Química que você viu no 1º ano.

A primeira conceituação de ácido e de base foi dada por Svante Arrhenius (1859-1927), que, em 1887, a partir de seus estudos, assim os definiu:

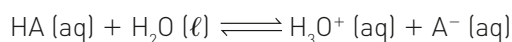
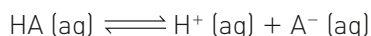
- **Ácidos:** substâncias que, em solução aquosa, se rompem e liberam o íon H^+ como único tipo de cátion.
- **Bases:** substâncias que, em solução aquosa, se dissociam e liberam o íon OH^- como único tipo de ânion.

Na verdade, as soluções aquosas de ácidos e bases são consideradas equilíbrios. Vamos inicialmente estudar o comportamento dos ácidos.

A conceituação de Arrhenius para ácidos e bases foi revista e complementada em 1923, de modo independente, por Johannes N. Brønsted (1879-1947) e Thomas M. Lowry (1874-1936), em sua Teoria Brønsted-Lowry: “Ácido é a espécie química que doa prótons; base, a espécie química que recebe prótons”. No mesmo ano, Gilbert Lewis (1875-1946) deu um passo além: “Ácido é um receptor de um par de elétrons; base é um doador de um par de elétrons”. Nesta unidade, vamos nos ater ao conceito de Arrhenius.

Constante de ionização de ácidos (K_a)

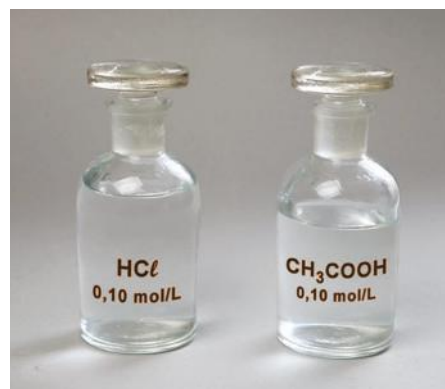
Considere um ácido genérico HA, cujo equilíbrio em solução aquosa pode ser representado de duas maneiras:



Para entendermos essas ionizações, vamos preparar duas soluções aquosas diluídas de ácidos diferentes com a mesma concentração em mol/L a uma mesma temperatura.

Visualmente não conseguimos notar nenhuma diferença entre elas.

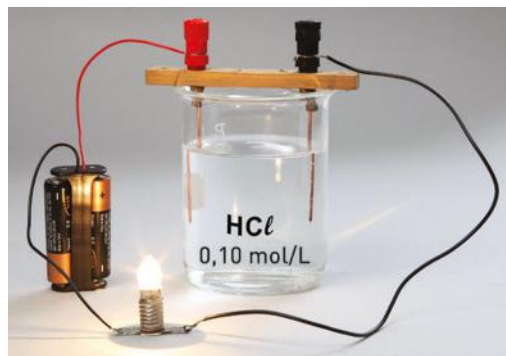
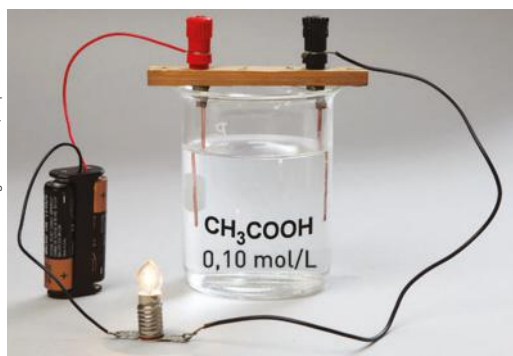
/// Solução de ácido clorídrico (HCl) e de ácido acético (CH_3COOH) de mesma concentração.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

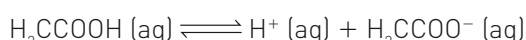
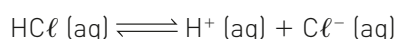
No entanto, com a utilização de uma aparelhagem simples, podemos perceber que elas apresentam uma condutibilidade elétrica diferente.

Fotos: Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora



// A intensidade do brilho da lâmpada indica a condutibilidade elétrica da solução.

Quanto mais intenso o brilho da lâmpada, maior a concentração de íons presentes e maior a condutibilidade elétrica da solução. Podemos concluir, então, que o ácido clorídrico (HCl) está mais ionizado do que o ácido acético (H₃CCOOH). Os equilíbrios existentes nas duas soluções ácidas podem ser representados simplificada por:

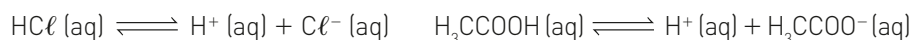


Podemos relacionar o teste de condutibilidade elétrica das soluções ácidas com o seu grau de ionização (α).

$$\alpha = \frac{n^\circ \text{ de mol ionizado}}{n^\circ \text{ de mol inicial}}$$

Assim, podemos concluir que o grau de ionização do HCl é maior do que o do ácido acético em soluções de mesma concentração e na mesma temperatura.

É possível estabelecer uma relação entre os resultados dos testes de condutibilidade e as constantes de equilíbrio, que neste caso são chamadas **constante de ionização** e, **para os ácidos**, são representadas por **K_a**.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_3\text{CCOO}^-]}{[\text{H}_3\text{CCOOH}]}$$

Generalizando, pela expressão podemos perceber que, quanto maior a concentração em mol/L de íons, maior será o valor de K_a.

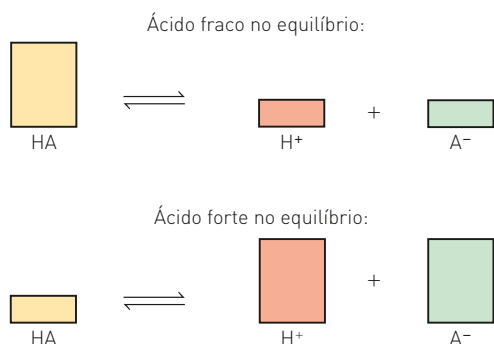
Como descrito no experimento, o brilho da lâmpada na solução aquosa de HCl é mais intenso, pois a maior concentração de íons nos permite concluir que sua constante de ionização é maior do que a do ácido acético.

$$\frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]} > \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_3\text{CCOO}^-]}{[\text{H}_3\text{CCOOH}]}$$

Com o conhecimento das constantes de ionização dos ácidos (K_a), podemos comparar suas forças para soluções de mesma concentração em mol/L e na mesma temperatura. Assim, o ácido mais ionizado (maior α) e, portanto, mais forte é o que apresenta a maior constante de ionização.

Generalizando:

Quanto maior for o valor da constante de ionização, mais ionizado estará o ácido (α maior), portanto, maior será sua força.



A ilustração ao lado mostra, esquematicamente, o comportamento de um ácido fraco e de um ácido forte, de mesma concentração em mol/L e à mesma temperatura.

O ácido fraco está pouco ionizado, originando, no equilíbrio, uma pequena concentração de íons e uma grande quantidade de moléculas do ácido não ionizado. Por isso, ele é um eletrólito fraco e sua constante de ionização é pequena.

Já o ácido forte está muito ionizado e quase a totalidade de suas moléculas se transforma em íons. Por isso, ele é um eletrólito forte e sua constante de ionização é elevada.

Para um ácido qualquer (HA), generalizando, temos:



Quanto maior é o valor de K_a , maior é a sua força e maior é $[\text{H}^+]$.

Os valores das constantes de ionização de muitos ácidos já foram determinados experimentalmente e encontram-se tabelados à mesma concentração e temperatura. Por meio dos valores tabelados podemos comparar a força desses ácidos. Observe a tabela.

Constante de ionização dos ácidos (K_a) em solução aquosa a 25 °C		
Ácido clorídrico	$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	muito forte
Ácido sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	muito forte
	$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$1,2 \cdot 10^{-2}$ (*)
Ácido fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,5 \cdot 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$ (*)
	$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$ (*)
Ácido carbônico	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,3 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$ (*)
Ácido sulfídrico	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$1,1 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-19}$ (*)
Ácido cianídrico	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$6,2 \cdot 10^{-10}$
Valores de K_a Classificação 10^{-7} 10^{-2} 10^3 ————— muito fraco fraco forte muito forte		

(*) Os valores destacados são os obtidos na 2ª ou 3ª etapa de ionização dos poliócidos.

No caso de um ácido com mais de um hidrogênio ionizável – por exemplo, o ácido sulfídrico (H_2S) –, a ionização ocorrerá em duas etapas:

- 1ª etapa: $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$
- 2ª etapa: $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$

Com isso, teremos duas constantes de ionização:

- 1ª ionização: $K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]}$
- 2ª ionização: $K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]}$

Experimentalmente, podemos determinar também os valores dessas constantes:

$$K_1 = 1,1 \cdot 10^{-7} \quad K_2 = 1,0 \cdot 10^{-19}$$

Note que o valor de K_1 é muito maior que o valor de K_2 . Isso permite concluir que a primeira ionização ocorre mais facilmente do que a segunda, pois, na primeira, o íon H^+ se desprende da espécie eletricamente neutra (H_2S). Na segunda ionização, o íon H^+ deve desprender-se de uma espécie com carga negativa (HS^-), que naturalmente tende a atrair H^+ , o que dificulta sua ionização.

Isso é verificado para todos os ácidos que apresentam mais de um hidrogênio ionizável. Assim, devemos considerar que a concentração de íons H^+ presentes na solução aquosa de um poliacido é proveniente de sua 1ª ionização.

Para poliacidos, generalizando, temos:

$$K_1 \gg K_2 \gg \dots$$

pK_a e K_a

A relação entre pK_a e K_a é dada pela expressão:

$$pK_a = -\log K_a$$

Vamos considerar três ácidos:

- $HClO_3$ (ácido clórico): $K_a = 10^{-1}$
- $HClO_2$ (ácido cloroso): $K_a = 10^{-2}$
- HF (ácido fluorídrico): $K_a = 10^{-3}$

Analisando as constantes na mesma temperatura, podemos concluir que:

- $HClO_3$ é o mais forte $\Rightarrow$ maior K_a
- HF é o mais fraco $\Rightarrow$ menor K_a

Se analisarmos os valores de pK_a , teremos:

- $HClO_3$ $K_a = 10^{-1}$ $pK_a = 1$
- $HClO_2$ $K_a = 10^{-2}$ $pK_a = 2$
- HF $K_a = 10^{-3}$ $pK_a = 3$

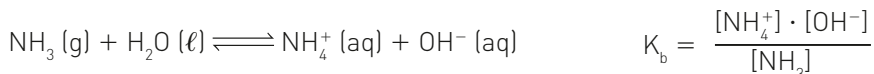
Assim, podemos concluir que, quanto maior o valor de pK_a , mais fraco é o ácido.

$$K_a \text{ maior} \Rightarrow pK_a \text{ menor} \Rightarrow \text{o ácido mais forte}$$

Constante de ionização de bases (K_b)

Assim como definimos a constante de ionização para ácidos (K_a), também podemos definir a constante de dissociação, ou ionização, para as bases: K_b .

Veja o exemplo:



A 25 °C, a K_b para a amônia é igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, o que nos permite concluir que essa é uma base fraca.

Note que a concentração da água, por ser uma constante, não aparece na expressão de K_b .



Para uma base qualquer (BOH), generalizando, temos:

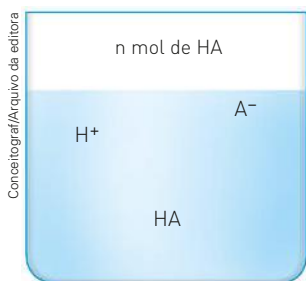
Quanto maior é o valor de K_b , maior é a sua força e maior é a $[\text{OH}^-]$.

Lei de diluição de Ostwald

No final do século XIX, Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932), químico de origem russo-germânica, deduziu pela primeira vez uma expressão matemática relacionando a constante de ionização, a concentração em mol/L e o grau de ionização para monoácidos e monobases.

Para compreendermos a expressão proposta por Ostwald, vamos elaborar o seguinte raciocínio: ao adicionarmos um ácido à água, podemos relacionar o número de mol adicionado com o número de mol ionizado.

$$\alpha = \frac{n^\circ \text{ de mol ionizado}}{n^\circ \text{ de mol inicial (n)}}$$



$$n^\circ \text{ de mol ionizado} = \alpha \cdot n$$

	HA	$\rightleftharpoons$	H ⁺	+	A ⁻
Início	n mol		0		0
Proporção	gasta $\alpha \cdot n$		forma $\alpha \cdot n$		forma $\alpha \cdot n$
Equilíbrio	$n - \alpha \cdot n$		$\alpha \cdot n$		$\alpha \cdot n$

Assim, no equilíbrio temos:

$$\text{HA} = n - \alpha n \text{ ou } n(1 - \alpha) \text{ mol}$$

$$\text{H}^+ = \alpha n \text{ mol}$$

$$\text{A}^- = \alpha n \text{ mol}$$

Logo, suas concentrações em mol/L são:

$$[\text{HA}] = \frac{n(1 - \alpha)}{V} \text{ mol/L} \quad [\text{H}^+] = \frac{\alpha \cdot n}{V} \text{ mol/L} \quad [\text{A}^-] = \frac{\alpha \cdot n}{V} \text{ mol/L}$$

Usando esses valores, vamos determinar o valor de K_i :

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow K_i = \frac{\frac{\alpha \cdot n}{V} \cdot \frac{\alpha \cdot n}{V}}{\frac{n \cdot (1 - \alpha)}{V}} \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \left(\frac{n}{V} \right) \Rightarrow K_i = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \eta$$

Quando trabalhamos com monoácidos ou monobases fracas, com $\alpha \leq 5\%$, esse valor é muito pequeno em relação a 1. Portanto, o valor $(1 - \alpha)$ pode ser considerado aproximadamente igual a 1.

Assim, para monoácidos e monobases fracas, a Lei de Ostwald pode ser expressa por:

$$K_i = \alpha^2 \cdot \eta$$

em que:

- o símbolo K_i é utilizado para indicar K_a e K_b ;
- como toda constante de equilíbrio, K_i (K_a ou K_b) só se altera com a variação de temperatura;
- se provocarmos uma diluição, diminuiremos a concentração em mol/L da solução. Com isso, o ácido ou a base sofrerão uma maior ionização, ou seja, seus graus de ionização (α) aumentarão:

$$\underbrace{K_i}_{\text{constante}} = \underbrace{\alpha^2}_{\substack{\text{o grau de ionização} \\ \text{aumenta}}} \cdot \underbrace{\eta}_{\substack{\text{na diluição a concentração} \\ \text{em mol/L diminui}}}$$

?

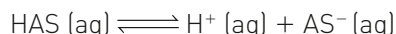
Se borbulharmos HCl (g) em álcool comum puro, o grau de ionização do HCl permanecerá o mesmo?

Exercícios resolvidos

1. O ácido acetilsalicílico é um ácido orgânico fraco, cuja fórmula será representada por HAS. Uma solução aquosa é preparada dissolvendo-se 0,1 mol de HAS por litro. A concentração de H^+ nessa solução é igual a 0,0057 mol/L. Calcule K_a para o HAS.

Solução

Inicialmente, devemos escrever a expressão da K_a para o equilíbrio:



$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [AS^-]}{[HAS]}$$

Na ionização desse ácido, para cada íon H^+ produzido, também se forma um íon AS^- , suas concentrações são iguais e apresentam o valor igual a 0,0057 mol/L. A concentração do HAS no equilíbrio é praticamente igual a sua concentração inicial, por ser um ácido fraco, e apresenta valor igual a 0,1 mol/L. Substituindo os valores na expressão de K_a , temos:

$$K_a = \frac{[0,0057] \cdot [0,0057]}{[0,1]} \Rightarrow K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$$

Outra maneira de resolver é utilizar a Lei de Ostwald para ácidos fracos, expressa por:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \eta$$

A concentração molar (η) é conhecida (0,1 mol/L) e o grau de ionização (α) pode ser calculado por:

$$[H^+] = \alpha \cdot \eta, \text{ em que } [H^+] = 0,0057 \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{\eta} \Rightarrow \alpha = \frac{0,0057}{0,1} \Rightarrow \alpha = 5,7 \cdot 10^{-2}$$

Substituindo os valores na expressão, temos:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \eta$$

$$K_a = (5,7 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1 \Rightarrow K_a = 3,2 \cdot 10^{-4}$$

2. Um ácido HX apresenta uma constante de ionização igual a 10^{-6} , a 25 °C. Calcule o grau de ionização desse ácido em uma solução 0,01 mol/L a 25 °C.

Solução

Como o HX é um ácido fraco, podemos calcular seu grau de ionização (α) usando a expressão:

$$K_i = \alpha^2 \cdot \eta, \text{ em que } \begin{cases} K_i = 10^{-6} \\ \eta = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\alpha^2 = \frac{K_i}{\eta} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{10^{-6}}{10^{-2}}} \Rightarrow \alpha = 10^{-2} \Rightarrow \alpha = 0,01 \Rightarrow \Rightarrow \alpha = 1\%$$

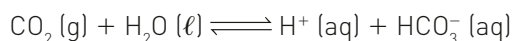
3. [Unicamp-SP] Antes das provas de 100 e 200 metros rasos, viu-se, como prática comum, os competidores respirarem rápida e profundamente (hiperventilação) por cerca de meio minuto. Essa prática leva a uma remoção mais efetiva do gás carbônico dos pulmões imediatamente antes da corrida e ajuda a aliviar as tensões da prova. Fisiologicamente, isso faz o valor do pH sanguíneo se alterar, podendo chegar a valores de até 7,6.
- a) Mostre com uma equação química e explique como a hiperventilação faz o valor do pH sanguíneo se alterar.

- b) Durante esse tipo de corrida, os músculos do competidor produzem uma grande quantidade de ácido láctico, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$, que é transferido para o plasma sanguíneo. Qual é a fórmula da espécie química predominante no equilíbrio ácido-base dessa substância no plasma, ao término da corrida? Justifique com cálculos.

Dados: K_a do ácido láctico = $1,4 \cdot 10^{-4}$. Considerar a concentração de H^+ = $5,6 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ no plasma.

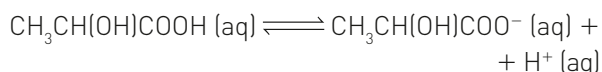
Solução

- a) O gás carbônico, ao se dissolver no sangue, origina um equilíbrio que pode ser representado pela seguinte equação:



A hiperventilação faz com que o CO_2 seja removido, o que desloca o equilíbrio acima para a esquerda, diminuindo a concentração do íon H^+ e aumentando o pH sanguíneo.

- b) No plasma, temos:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]}$$

$$1,4 \cdot 10^{-4} = \frac{5,6 \cdot 10^{-8} \cdot [\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]}$$

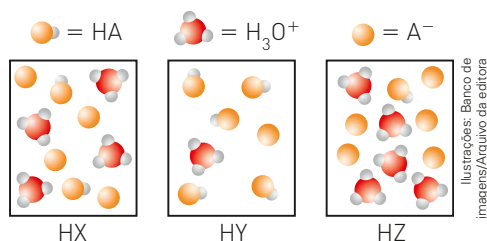
$$\frac{1,4 \cdot 10^{-4}}{5,6 \cdot 10^{-8}} = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]}$$

$$\frac{1}{4} \cdot 10^4 = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]}, \text{ ou seja:}$$

No plasma, para uma concentração de H^+ igual a $5,6 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, a espécie química predominante será o íon lactato, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-$.

Fundamentando seus conhecimentos

As ilustrações abaixo representam três soluções aquosas (a água foi omitida, para maior clareza) de três ácidos monoprotóticos, HX, HY e HZ, e suas ionizações podem ser representadas genericamente por:



AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

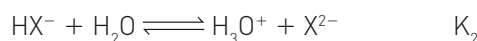
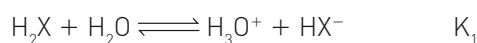
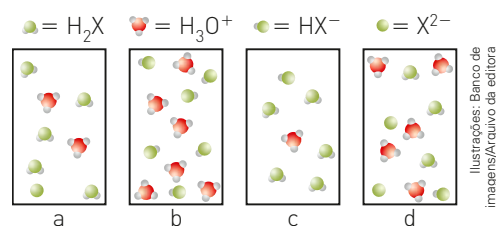


CORES FANTASIA

Considere essas informações e responda às questões 1 a 4.

- Qual das soluções apresenta maior condutibilidade elétrica?
- Indique a ordem crescente de K_a para os três ácidos.
- Qual deles pode ser considerado um ácido forte?
- Em qual solução a concentração de H_3O^+ é maior?
- Observe as reações de ionização a seguir e responda: qual das ilustrações melhor representa

uma solução aquosa de ácido fraco diprótico (H_2X)? (As moléculas de água foram omitidas para facilitar a visualização.)



6. A respeito dos ácidos do quadro abaixo:

Ácido	Constante de ionização
HNO_2	$4,0 \cdot 10^{-4}$
H_3CCOOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HCN	$7,0 \cdot 10^{-10}$
HF	$7,2 \cdot 10^{-4}$

- equacione as suas ionizações;
- escreva as expressões de suas constantes de ionização;
- coloque-as em ordem crescente de força;
- identifique qual apresenta o maior pK_a .

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Udesc) O grau de ionização (α) indica a porcentagem das moléculas dissolvidas na água que sofreram ionização, sendo que a constante de ionização K_a indica se um ácido é forte, moderado ou fraco.

Partindo desses pressupostos, escolha a alternativa abaixo que apresenta a ordem crescente de ionização dos ácidos HCN ($K_a = 6,1 \cdot 10^{-10}$), HF ($K_a = 6,3 \cdot 10^{-4}$), CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e HClO_4 ($K_a = 39,8$):

- a) $\text{HCN} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{HF} > \text{HClO}_4$
 b) $\text{HClO}_4 > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{HF} > \text{HCN}$
 c) $\text{HF} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{HClO}_4 > \text{HCN}$
 d) $\text{HCN} > \text{HClO}_4 > \text{HF} > \text{CH}_3\text{COOH}$
 x e) $\text{HClO}_4 > \text{HF} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{HCN}$
2. (Uepa) Os halogênios pertencem a uma classe de elementos com acentuada reatividade química, presentes na composição química de muitos ácidos, dentre os quais o HCl , o HF , o HI e o HBr . Tomando como base os dados fornecidos para esses compostos no quadro a seguir, é correto afirmar que:

Reação de ionização em meio aquoso	Constante de ionização (a 25 °C)
$\text{HF (aq)} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + \text{F}^- \text{ (aq)}$	$\cong 6,0 \cdot 10^{-4}$
$\text{HCl (aq)} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$	$\cong 1,0 \cdot 10^7$
$\text{HBr (aq)} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + \text{Br}^- \text{ (aq)}$	$\cong 1,0 \cdot 10^9$
$\text{HI (aq)} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + \text{I}^- \text{ (aq)}$	$\cong 3,0 \cdot 10^9$

- a) O ácido iodídrico é o que apresenta menor ionização.
 b) A ordem de acidez apresentada para essas substâncias é $\text{HCl} > \text{HF} > \text{HI} > \text{HBr}$.
 x c) O HI em meio aquoso é o ácido de maior condutibilidade elétrica.
 d) A substância com maior capacidade de liberar H_3O^+ é o HBr .
 e) O HCl , ao sofrer ionização, apresenta mais espécies não ionizadas.

3. (UPF-RS) Para os ácidos listados abaixo foram preparadas soluções aquosas de mesmo volume e concentração.

I. Ácido Cloroso (HClO_2) $K_a = 1,1 \cdot 10^{-2}$

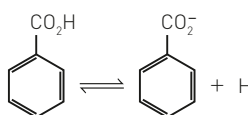
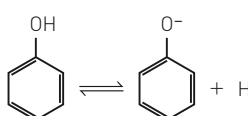
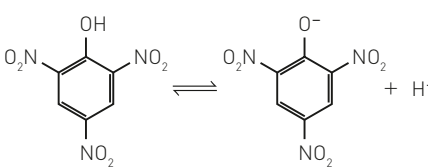
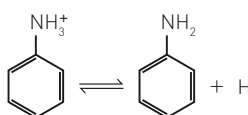
II. Ácido Fluorídrico (HF) $K_a = 6,7 \cdot 10^{-4}$

III. Ácido Hipocloroso (HClO) $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$

IV. Ácido cianídrico (HCN) $K_a = 4,0 \cdot 10^{-10}$

Considerando as constantes de ionização K_a a concentração do íon H_3O^+ é:

- a) menor na solução do ácido I.
 x b) maior na solução do ácido I.
 c) igual nas soluções dos ácidos III e IV.
 d) igual nas soluções dos ácidos I, II, III e IV.
 e) maior na solução do ácido IV.
4. (Unioeste-PR) Na tabela abaixo são dadas as reações de ionização e os respectivos valores de $\text{p}K_a$ para alguns compostos aromáticos.

	Reação	$\text{p}K_a$
I.		4,19
II.		9,89
III.		0,38
IV.		4,58

Fonte: Solomons & Fryhle, *Química Orgânica*, vols.1 e 2, 7ª edição. LTC.

Os compostos que apresentam a maior e a menor acidez são, respectivamente,

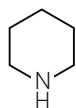
- a) I e III. x d) III e II.
 b) II e III. e) III e IV.
 c) IV e I.

Texto para a próxima questão:

Para responder a(s) questão(ões) considere as fórmulas estruturais e suas respectivas constantes de basicidades de quatro aminas cíclicas fornecidas abaixo.



Piridina



Piperidina



Pirrolidina



Pirrol

Dados: Piridina: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-9}$, Pirrolidina: $K_b = 1,9 \cdot 10^{-3}$, Piperidina: $K_b = 1,3 \cdot 10^{-3}$ e Pirrol: $K_b < 10^{-10}$.

5. [Acafe-SC] Assinale a alternativa que contém a ordem crescente de basicidade das aminas cíclicas citadas anteriormente:

- a) pirrolidina < piperidina < piridina < pirrol
b) pirrol > piridina > piperidina > pirrolidina
c) pirrolidina > piperidina > piridina > pirrol
x d) pirrol < piridina < piperidina < pirrolidina

6. [Cefet-PR] A constante de ionização do ácido acético, a 25 °C, numa solução $2 \cdot 10^{-2}$ molar, sabendo que nessas condições o seu grau de ionização é 30%, é:

- x a) $2,5 \cdot 10^{-3}$ c) $1,4 \cdot 10^{-3}$ e) $3,1 \cdot 10^{-1}$
b) $3,7 \cdot 10^{-2}$ d) $3,2 \cdot 10^{-4}$

7. Considere as duas soluções aquosas do ácido HA, cujo valor da constante de ionização é igual a $1,6 \cdot 10^{-7}$, a 20 °C:

- a) solução 0,01 mol/L a 20 °C;
b) solução 0,0001 mol/L a 20 °C.

Determine o grau de ionização do ácido em ambas as soluções.

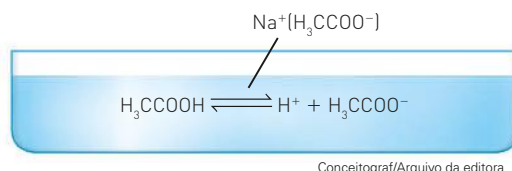
8. [UFRGS-RS] Há uma relação de dependência entre grau de dissociação e constante de ionização. Assim sendo, pode-se prever que a diluição de uma solução aquosa concentrada de NH_4OH conduzirá ao seguinte comportamento daquelas quantidades, desde que se mantenha constante a temperatura:

	Grau de dissociação	Constante de ionização
a)	permanece constante	aumenta
b)	diminui	aumenta
c)	diminui	diminui
d)	aumenta	diminui
x e)	aumenta	permanece constante

9. [Vunesp-SP] O ácido etanoico, popularmente chamado de ácido acético, é um ácido fraco e um dos componentes do vinagre, sendo o responsável por seu sabor azedo. Dada a constante de ionização, K_a , igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, assinale a alternativa que apresenta a concentração em mol $\cdot \text{L}^{-1}$ de H^+ em uma solução deste ácido de concentração $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

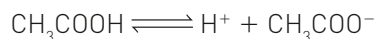
- x a) $0,00060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d) $3,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
b) $0,000018 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e) $0,000060 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
c) $1,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

A representação seguinte é de uma solução aquosa de ácido acético à qual foi adicionado acetato de sódio:



Responda às questões 10 a 13.

10. Indique para qual lado o equilíbrio é deslocado.
11. O grau de ionização do ácido aumenta, diminui ou não se altera?
12. A $[\text{H}^+]$ aumenta, diminui ou não se altera?
13. A constante de ionização (K_a) aumenta, diminui ou não se altera?
14. [Uniube/PIAS-MG] Os ácidos podem ser classificados em fortes e fracos. Um ácido fraco é aquele que apresenta um baixo valor de constante de ionização (K_i). Os ácidos fortes são aqueles que se ionizam completamente, não possuindo, inclusive, constante de ionização. O ácido acético (CH_3COOH) é uma substância encontrada no vinagre, sendo responsável pelo seu gosto azedo. A reação de equilíbrio químico envolvida na ionização do ácido acético é a seguinte:



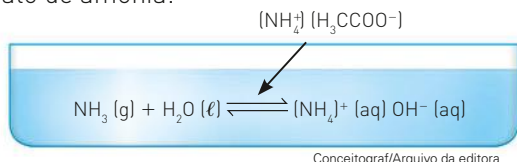
Sendo dado o valor da constante de equilíbrio desta reação a 25 °C: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, responda qual é a alternativa correta:

- a) Após a adição de um ácido forte, a reação de equilíbrio sofre um deslocamento para a direita, aumentando a ionização do ácido acético.
b) A variação da temperatura do meio reacional não altera o valor da constante de equilíbrio da reação.

c) Na expressão matemática da constante de equilíbrio, não aparecem os termos de concentração dos produtos, mas, sim, apenas dos reagentes.

x d) De acordo com o valor da constante de equilíbrio (K_a), o ácido acético pode ser classificado como um ácido fraco.

A uma solução aquosa de amônia foi adicionado acetato de amônia:



Responda às questões **15 a 19**.

15. Indique para qual lado o equilíbrio é deslocado.

16. O grau de ionização da base aumenta, diminui ou não se altera?

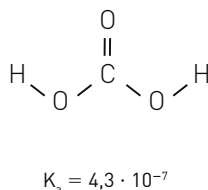
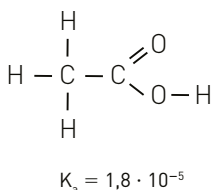
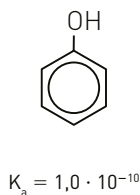
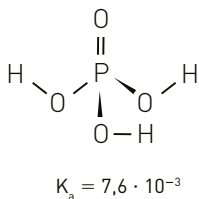
17. A concentração de OH^- aumenta, diminui ou não se altera?

18. A constante de ionização (K_b) aumenta, diminui ou não se altera?

19. O cheiro de amônia, NH_3 (g), aumenta, diminui ou não se altera?

Desafiando seus conhecimentos

1. (UPM-SP) Uma substância química é considerada ácida devido a sua tendência em doar íons H^+ em solução aquosa. A constante de ionização K_a é a grandeza utilizada para avaliar essa tendência. Assim, são fornecidas as fórmulas estruturais de algumas substâncias químicas, com os seus respectivos valores de K_a , a 25°C .



A ordem crescente de acidez das substâncias químicas acima é:

a) ácido fosfórico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico.

x b) ácido fênico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fosfórico.

c) ácido fosfórico < ácido carbônico < ácido etanoico < ácido fênico.

d) ácido fênico < ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fosfórico.

e) ácido etanoico < ácido carbônico < ácido fênico < ácido fosfórico.

2. (UFPE) Analisando a tabela a seguir, com os valores constantes de basicidade, K_b , a 25°C , para diversas bases, podemos afirmar que:

Base	K_b
dimetilamina, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$5,4 \cdot 10^{-4}$
amônia, NH_3	$1,8 \cdot 10^{-5}$
hidróxido de zinco, $\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,2 \cdot 10^{-7}$
piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1,8 \cdot 10^{-9}$
anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$4,3 \cdot 10^{-10}$

a) a amônia é uma base mais fraca que o hidróxido de zinco.

b) a anilina é a base mais forte.

c) a piridina e a amônia têm a mesma força básica.

x d) a dimetilamina é a base mais forte.

e) a anilina é mais básica que a piridina.

3. (UPF-RS) No quadro, são mostradas diferentes soluções aquosas e seus respectivos valores de K_a , constante de ionização ácida.

I. Ácido nitroso $[\text{HNO}_2 \text{ (aq)}]$	$K_a = 5,0 \cdot 10^{-4}$
II. Ácido hipocloroso $[\text{HClO} \text{ (aq)}]$	$K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$
III. Ácido hipobromoso $[\text{HBrO} \text{ (aq)}]$	$K_a = 6,0 \cdot 10^{-9}$
IV. Ácido carbônico $[\text{H}_2\text{CO}_3 \text{ (aq)}]$	$K_a = 4,4 \cdot 10^{-7}$
V. Ácido bromídrico $[\text{HBr} \text{ (aq)}]$	$K_a > 1$

e) Dentre as soluções listadas, a solução aquosa de ácido bromídrico [HBr (aq)] é a que irá apresentar menor grau de ionização e a que será a melhor condutora de eletricidade.

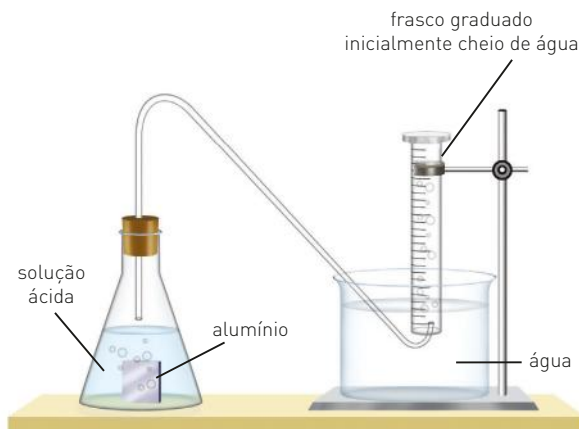
Um experimento sobre esse equilíbrio químico, realizado à temperatura constante, analisou quatro parâmetros, apresentados na tabela:

Parâmetro	Símbolo
Grau de ionização	A
Constante de equilíbrio	K _a
Potencial hidrogeniônico	pH
Concentração de HCN	[HCN]

O parâmetro que sofreu redução, após a adição do composto, é representado pelo seguinte símbolo:

- X a) α
b) K_a
- c) pH
d) [HCN]

8. (Unicamp-SP) O alumínio é um dos metais que reagem facilmente com íons H^+ , em solução aquosa, liberando o gás hidrogênio. Soluções em separado, dos três ácidos a seguir, de concentração $0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, foram colocadas para reagir com amostras de alumínio, de mesma massa e formato, conforme o esquema abaixo.



Ácidos:

ácido acético, $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$

ácido clorídrico, $K_a =$ muito grande

ácido monoclóro acético, $K_a = 1,4 \cdot 10^{-3}$

a) Em qual das soluções a reação é mais rápida? Justifique sua resposta.

b) Segundo o esquema, como se pode perceber que uma reação é mais rápida do que outra?

9. (Enem) Após seu desgaste completo, os pneus podem ser queimados para a geração de energia. Dentre os gases gerados na combustão completa da borracha vulcanizada, alguns são poluentes e provocam a chuva ácida. Para evitar que escapem para a atmosfera, esses gases podem ser borbulhados em uma solução aquosa contendo uma substância adequada.

Considere as informações das substâncias listadas no quadro.

Substância	Equilíbrio em solução aquosa	Valor da constante de equilíbrio
Fenol	$C_6H_5OH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H_3O^+$	$1,3 \cdot 10^{-10}$
Piridina	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$	$1,7 \cdot 10^{-9}$
Metilamina	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	$4,4 \cdot 10^{-4}$
Hidrogenofosfato de potássio	$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + OH^-$	$2,8 \cdot 10^{-2}$
Hidrogenossulfato de potássio	$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$	$3,1 \cdot 10^{-2}$

Dentre as substâncias listadas no quadro, aquela capaz de remover com maior eficiência os gases poluentes é o(a)

a) fenol.

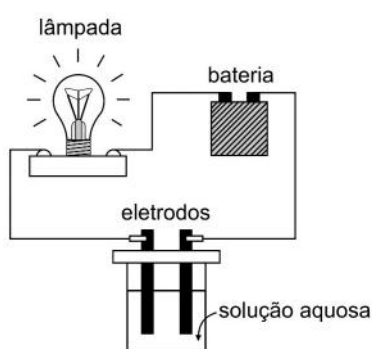
c) metilamina.

e) hidrogenossulfato de potássio.

b) piridina.

☒ d) hidrogenofosfato de potássio.

10. (FMJ-SP) Considere o esquema de um sistema utilizado para demonstrar a condutividade elétrica de soluções e a tabela que apresenta três soluções aquosas, de mesma concentração, testadas nesse sistema.

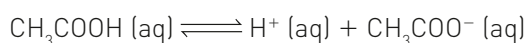


	Soluções	Constante ácida 25 °C (K_a)
1	$HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$
2	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
3	C_6H_5OH	$1,3 \cdot 10^{-10}$

O circuito elétrico desse sistema se fecha quando os eletrodos são imersos numa solução contendo íons livres, um material condutor. A lâmpada brilha com intensidade proporcional à passagem de corrente elétrica e à concentração de íons livres na solução.

a) A lâmpada apresentou menor intensidade luminosa quando qual solução foi testada? Justifique sua resposta.

b) O equilíbrio químico envolvido na ionização do composto presente na solução de número 2 pode ser representado pela equação:



Considerando que uma amostra desse ácido foi diluída com água até se obter uma solução com concentração de íons H^+ igual a $10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a 25 °C, determine o valor da concentração, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, do ânion e do ácido nessa solução. Apresente os cálculos efetuados.

Teoria protônica de Brønsted-Lowry

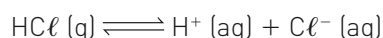
Esse modelo foi proposto em 1923, independentemente, pelos cientistas Brønsted, na Dinamarca, e Lowry, na Inglaterra. É uma teoria muito mais ampla que a de Arrhenius, porque se aplica a qualquer solvente e também consegue classificar íons como ácidos ou bases.

Ácido: qualquer espécie química que libera ou doa prótons (íons H^+).

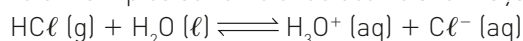
Base: qualquer espécie química que recebe prótons (íons H^+).

- átomo de H $\Rightarrow {}^1_1H \Rightarrow p = 1$
 $n = 0$
 $e = 1$
 - cátion de $H^+ \Rightarrow {}^1_1H \Rightarrow p = 1$
 $n = 0$
 $e = 0$
- $\therefore H^+$ corresponde a 1 próton

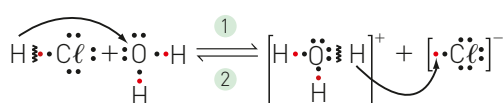
Considere a equação de dissociação do gás clorídrico (HCl) em água:



Representada dessa maneira, a equação mostra que o HCl é um doador de prótons (H^+), mas não indica quem estaria recebendo o próton H^+ . De acordo com Brønsted-Lowry, essa equação deve ser escrita de uma forma que mostre a água como um reagente e não como um simples solvente onde ocorre a ionização.



Usando as fórmulas eletrônicas das substâncias, tem-se melhor visão da reação:



A reação no sentido 1:



mostra que o HCl está doando um próton (H^+) para a água; portanto, o HCl está agindo como um ácido.

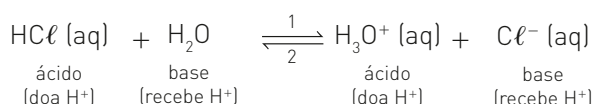
Como a água está recebendo um próton (H^+), ela é classificada como uma base.

A reação no sentido 2:



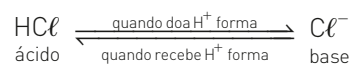
mostra que o íon hidrônio (H_3O^+) está doando um próton (H^+) ao Cl^- ; portanto, o H_3O^+ está agindo como um ácido. Como o Cl^- está recebendo um próton (H^+), ele é classificado como uma base.

Resumindo, temos:

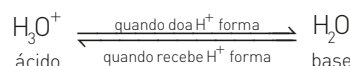


Repare que:

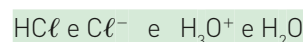
- a) quando o HCl doa um próton (H^+), origina o íon Cl^- , e este, ao receber um próton (H^+), regenera o HCl.



- b) fenômeno semelhante ocorre com H_3O^+ e H_2O .



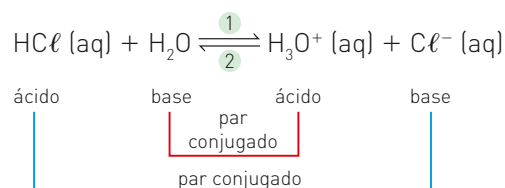
- c) as espécies:



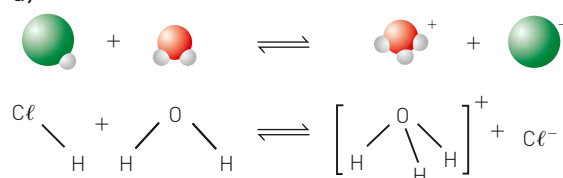
diferem entre si por apenas um próton (H^+).

Essas espécies são chamadas de pares conjugados:

- HCl e Cl^- : formam um par conjugado, onde HCl é o ácido conjugado da base Cl^- ; Cl^- é a base conjugada do ácido HCl.
- H_3O^+ e H_2O : formam um par conjugado, onde H_3O^+ é o ácido conjugado da base H_2O ; H_2O é a base conjugada do ácido H_3O^+ .

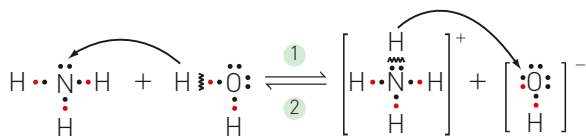
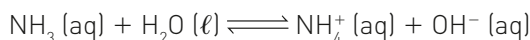


- d)

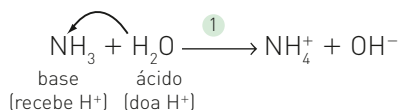


Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora

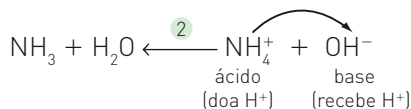
Considere, agora, a equação de ionização da amônia (NH₃) em água:



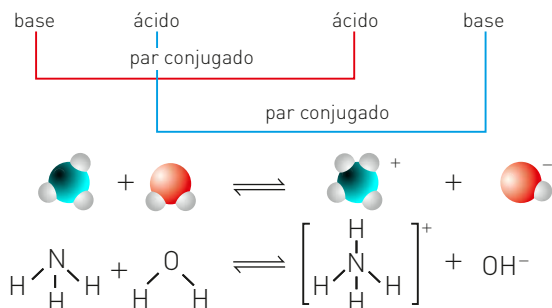
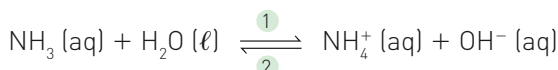
Na reação 1:



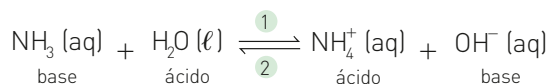
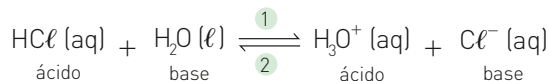
Na reação 2:



Então, temos:



Comparando as duas reações:



nota-se que a água se comporta como base na primeira e como ácido na segunda. Várias outras espécies químicas, assim como a água, podem funcionar ora como ácidos, ora como bases em reações diferentes. Tais espécies são chamadas de **anfipróticas**.

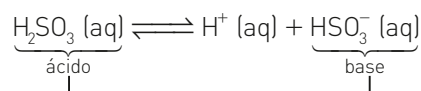
Ácido	K _a	Base
ácido sulfuroso (H ₂ SO ₃)	1,7 · 10 ⁻²	HSO ₃ ⁻
íon hidrogenossulfato (HSO ₄ ⁻)	1,2 · 10 ⁻²	SO ₄ ²⁻
ácido fosfórico (H ₃ PO ₄)	7,5 · 10 ⁻³	H ₂ PO ₄ ⁻
ácido fluorídrico (HF)	7,0 · 10 ⁻⁴	F ⁻

Ácido	K _a	Base
ácido acético (HC ₂ H ₃ O ₂)	1,8 · 10 ⁻⁵	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻
ácido carbônico (H ₂ CO ₃)	4,2 · 10 ⁻⁷	HCO ₃ ⁻
sulfeto de hidrogênio (H ₂ S)	1,0 · 10 ⁻⁷	HS ⁻
íon di-hidrogenofosfato (H ₂ PO ₄ ⁻)	6,2 · 10 ⁻⁸	HPO ₄ ²⁻
íon amônio (NH ₄ ⁺)	5,6 · 10 ⁻¹⁰	NH ₃
ácido cianídrico (HCN)	4,0 · 10 ⁻¹⁰	CN ⁻
íon hidrogenocarbonato (HCO ₃ ⁻)	4,8 · 10 ⁻¹¹	CO ₃ ²⁻
íon hidrogenofosfato (HPO ₄ ²⁻)	1,7 · 10 ⁻¹²	PO ₄ ³⁻
íon hidrogenossulfeto (HS ⁻)	1,0 · 10 ⁻¹³	S ²⁻

Para os ácidos

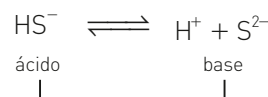
$$\text{HA}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq}) \quad K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Pela tabela percebemos que o ácido sulfuroso é o mais forte, mais ionizado, pois apresenta a maior constante de ionização. A equação que representa o equilíbrio de sua ionização é dada por:



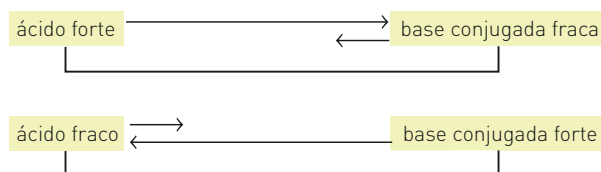
Por ser o ácido mais forte, ele se ioniza mais facilmente, e o seu equilíbrio está deslocado para a direita. Com isso, podemos concluir que a reação inversa é mais difícil de ocorrer; logo, sua base conjugada tem pequena afinidade por prótons (H⁺), ou seja, é uma base fraca.

Observando, agora, o íon hidrogenossulfeto (HS⁻), vemos que apresenta a menor constante de ionização; logo, podemos concluir que ele é o ácido mais fraco entre os apresentados. Seu equilíbrio de ionização pode ser representado por:



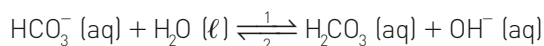
Por ser um ácido fraco, ele está pouco ionizado, e seu equilíbrio está deslocado para a esquerda. Com isso, podemos concluir que sua base conjugada deve apresentar grande afinidade por prótons, ou seja, é uma base forte.

Generalizando, temos:



Exercício resolvido

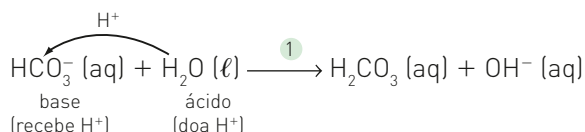
O íon bicarbonato, quando dissolvido em água, pode sofrer o seguinte processo:



Classifique as espécies participantes utilizando o conceito de Brønsted-Lowry e indique os pares conjugados.

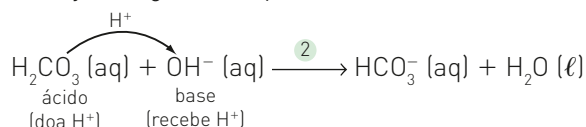
Solução

Analisando inicialmente a reação no sentido direto **[1]**:



Pela análise da equação, podemos perceber que a água cede um próton H^+ ao íon HCO_3^- , isto é, a água se comporta como um ácido no conceito de Brønsted-Lowry. Como o íon bicarbonato HCO_3^- está recebendo um próton H^+ , ele é classificado como uma base.

Veja a seguir a reação no sentido inverso **[2]**:

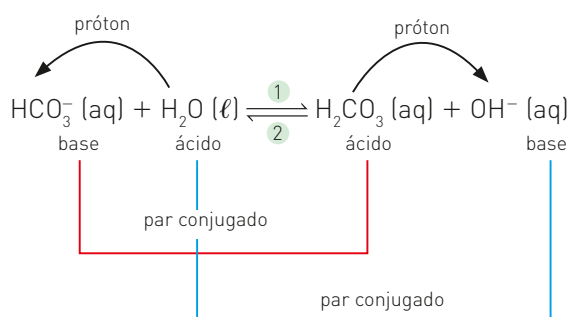


O ácido carbônico (H_2CO_3), por ceder um próton H^+ ao ânion OH^- , é classificado como um ácido de Brønsted-Lowry; assim, o ânion hidróxido funciona como uma base.

Quando o HCO_3^- recebe um próton H^+ , origina o H_2CO_3 , que, ao liberar um próton H^+ , regenera o HCO_3^- . Essas duas espécies formam o primeiro par conjugado.

Quando o H_2O cede um próton H^+ , origina o ânion OH^- , que, por sua vez, ao receber um próton H^+ , regenera a água. Essas duas espécies formam o segundo par conjugado.

Resumindo, temos:



Conceito de ácido-base de Lewis

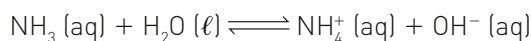
Em 1923, Lewis propôs um novo conceito de ácido-base. Para ele:

Ácido: espécie química receptora de pares de elétrons (agente eletrófilo).

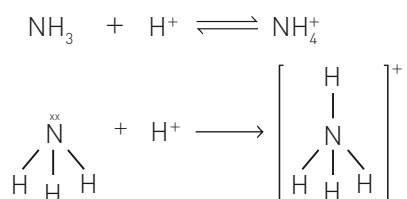
Base: espécie química doadora de pares de elétrons (agente nucleófilo).

Considerando a estrutura das substâncias envolvidas em uma reação do tipo ácido-base, o conceito de Lewis não é diferente do conceito de Brønsted-Lowry, só é mais amplo.

Para que uma espécie química possa receber um próton (H^+) e funcionar como uma base de Brønsted-Lowry, deve obrigatoriamente ter um par de elétrons disponíveis, não compartilhados. Veja a reação:



ou, mais especificamente, o que ocorreu com o NH_3 :



O conceito de Lewis aumenta o número de espécies químicas que podem ser classificadas como ácidas ou como bases. Assim, um próton ou mesmo um cátion podem funcionar como ácidos, ou seja, podem receber um par de elétrons.

$$\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$$

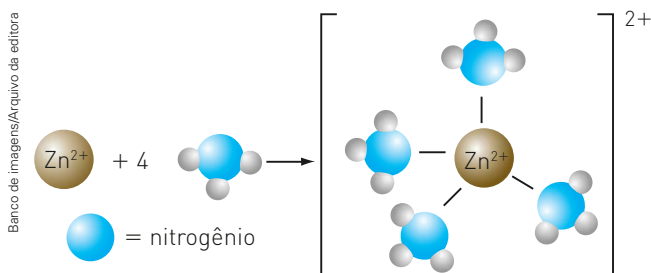
base ácido

$$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + 2 \ddot{\text{N}}\text{H}_3 (\text{aq}) \longrightarrow \text{Ag} (\text{NH}_3)_2^+ (\text{aq})$$

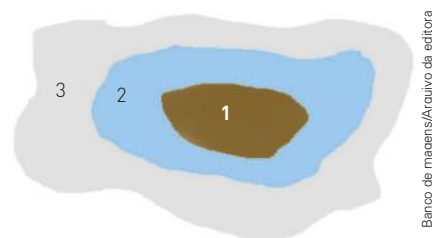
base ácido

$$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \ddot{\text{N}}\text{H}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}(\text{aq})$$

ácido
base

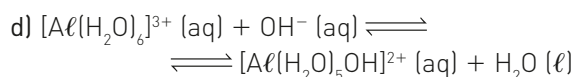
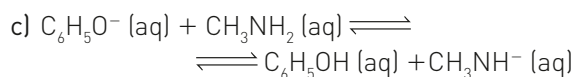
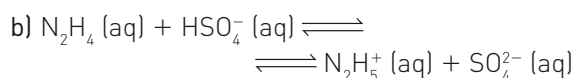
F[B-](F)(F)F
$$\begin{array}{c} \text{F} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{F}-\text{B} + \text{:N}-\text{H} \longrightarrow \text{F}-\text{B}-\text{N}-\text{H} \\ | \quad | \\ \text{F} \quad \text{H} \\ \text{ácido} \quad \text{base} \end{array}$$

Comparando esses dois conceitos de ácido-base, mais o conceito dado por Arrhenius, podemos dizer que o conceito de Lewis engloba o de Brönsted-Lowry, que, por sua vez, engloba o conceito de Arrhenius.



1. Conceito de Arrhenius
2. Conceito de Brönsted-Lowry
3. Conceito de Lewis

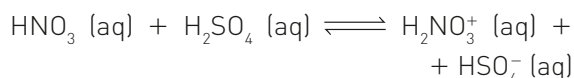
Diante disso, uma substância que seja ácido de Brönsted-Lowry obrigatoriamente é um ácido de Lewis, mas não será necessariamente um ácido de Arrhenius.

$$\text{a) } \text{HSO}_4^- (\text{aq}) + \text{NH}_3 (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} (\text{aq}) + \text{NH}_4^+ (\ell)$$


- e) NH_4^+ (aq) e Cl^- (aq)

3. (PUC-RJ) Em 1923, Brönsted (Dinamarca) e Lowry (Inglaterra) apresentaram um novo conceito para ácidos e bases. Nesse conceito, as reações entre um ácido e uma base envolvem transferência de H^+ [o ácido doa e a base recebe] e, no equilíbrio, identifica-se a presença de dois pares ácido-base conjugados de maneira que, para cada par, o ácido tem um próton (H^+) a mais do que a sua base conjugada.

Considere o equilíbrio ácido-base a seguir:



De acordo com esse conceito, assinale a opção correta.

- a) HNO_3 e H_2SO_4 são os ácidos conjugados de um sistema.
 b) $H_2NO_3^+$ e HSO_4^- são as bases conjugadas de um sistema.
 x c) H_2SO_4 e HSO_4^- são o ácido e a base conjugados de um sistema.
 d) HNO_3 e $H_2NO_3^+$ são o ácido e a base conjugados de um sistema.
 e) H_2SO_4 e $H_2NO_3^+$ são o ácido e a base conjugados de um sistema.

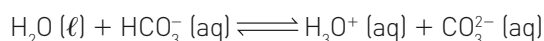
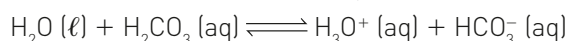
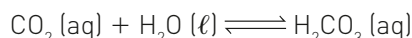
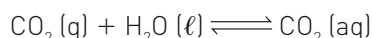
4. (Puccamp-SP)

Mares absorvem grande parte de CO_2 concentrado na atmosfera, tornando-se mais ácidos e quentes, segundo cientistas. A Royal Society, do Reino Unido, começou um estudo para medir os níveis de acidez dos oceanos sob a influência do aumento da concentração de dióxido de carbono. O CO_2 concentrado na atmosfera é responsável pelo efeito estufa.

Na água, elevando a acidez, o gás interfere na vida de corais e seres dotados de concha, assim como diminui a reprodução do plâncton, comprometendo a cadeia alimentar de animais marinhos.

(Estado de S. Paulo, 24 ago. 2004.)

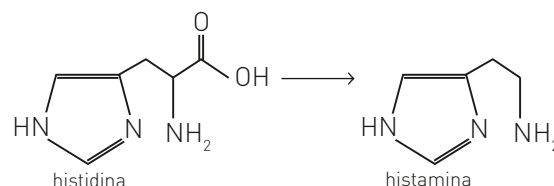
Ao dissolver-se o CO_2 em água, estabelecem-se os seguintes equilíbrios químicos:



Nesse conjunto de equações, entre as espécies que funcionam como bases ou bases conjugadas de Brönsted estão:

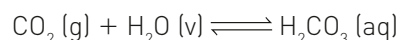
- a) $H_2O(l)$ e $CO_2(g)$
 x b) $H_2O(l)$ e $HCO_3^-(aq)$
 c) $H_3O^+(aq)$ e $HCO_3^-(aq)$
 d) $H_2CO_3(aq)$ e $H_3O^+(aq)$
 e) $CO_2(aq)$ e $H_3O^+(aq)$

5. (UFG-GO) A histidina, um aminoácido, é utilizada pelo organismo para a síntese da histamina, por meio de uma reação de descarboxilação.

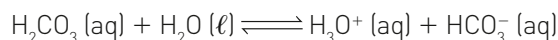


- a) Explique qual das duas substâncias é mais solúvel em água.
 b) Explique, de acordo com a teoria de Brönsted-Lowry, por que a histidina apresenta caráter anfótero em meio aquoso, enquanto seu derivado, a **histamina, não**.

6. (UFF-RJ) Plantas e animais, ao respirar, liberam gás carbônico (CO_2), que nas camadas elevadas da atmosfera reage com o vapor-d'água, produzindo ácido carbônico (H_2CO_3), que forma a chuva ácida de acordo com a equação:



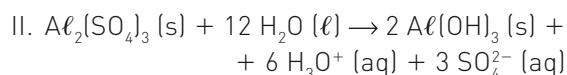
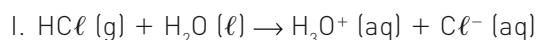
Essa acidez natural da chuva é tão baixa que não faz mal algum aos seres vivos. A presença do ácido carbônico na chuva não se deve à poluição. Por se tratar de um ácido poliprótico, sua ionização em meio aquoso se dá em duas etapas. A primeira pode ser assim descrita:

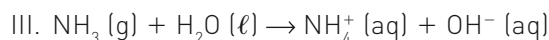


Com base nessas reações, assinale a opção que apresenta um óxido ácido e uma base de Brönsted-Lowry.

- a) CO_2 , H_3O^+
 b) H_2O , H_2CO_3
 x c) CO_2 , HCO_3^-
 d) H_2O , HCO_3^-
 e) H_2CO_3 , HCO_3^-

7. (Uece) Considere as equações químicas a seguir, relacionadas aos conceitos de ácidos e bases,





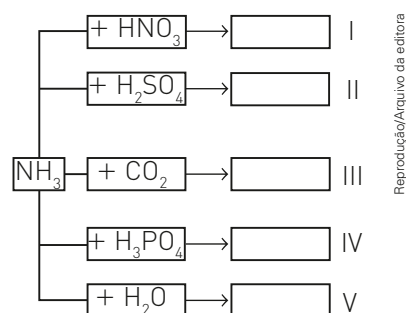
e marque a alternativa **falsa**.

- a) Na equação I o cloreto de hidrogênio pode ser considerado ácido de Arrhenius e de Brønsted-Lowry.
- b) Dependendo da reação, uma determinada espécie química pode funcionar como ácido ou como base de Brønsted-Lowry.
- x c) Na equação II o sulfato de alumínio é um ácido de Arrhenius.
- d) A amônia da equação III é uma base de Brønsted-Lowry.
8. (UFC-CE) A força dos ácidos e bases depende de uma série de propriedades das substâncias. Assim, a força de um ácido de Brønsted do tipo H_2E é inversamente proporcional à força da ligação $\text{H}-\text{E}$. Com relação às espécies H_2O , H_2S e H_2Se , é correto afirmar que:
- a) a ligação $\text{H}-\text{O}$ é mais fraca do que a ligação $\text{H}-\text{S}$, que é mais fraca do que a ligação $\text{H}-\text{Se}$.
- x b) o íon HS^- é uma base mais forte do que o HSe^- devido à maior densidade de carga.
- c) as espécies H_2O , H_2Se e H_2S não são consideradas ácidos de Brønsted.
- d) o íon HS^- é um melhor receptor de próton do que o íon HO^- .
- e) a ordem crescente de acidez é H_2O , H_2Se e H_2S .

9. (Unicamp-SP) A população humana tem crescido inexoravelmente, assim como o padrão de vida. Consequentemente, as exigências por alimentos e outros produtos agrícolas têm aumentado enormemente e hoje, apesar de sermos mais de seis bilhões de habitantes, a produção de alimentos na Terra suplanta nossas necessidades. Embora um bom tanto de pessoas ainda morra de fome e um outro tanto morra pelo excesso de comida, a solução da fome passa, necessariamente, por uma mudança dos paradigmas da política e da educação.

Não tendo, nem de longe, a intenção de aprofundar nessa complexa matéria, essa prova simplesmente toca, de leve, em problemas e soluções relativos ao desenvolvimento das atividades agrícolas, mormente aqueles referentes à Química. Sejam críticos no trato dos danos ambientais causados pelo mau uso de fertilizantes e defensivos agrícolas, mas não nos esqueçamos de mostrar os muitos benefícios que a Química tem

proporcionado à melhoria e continuidade da vida. O nitrogênio é um macronutriente importante para as plantas, sendo absorvido do solo, onde ele se encontra na forma de íons inorgânicos ou de compostos orgânicos. A forma usual de suprir a falta de nitrogênio no solo é recorrer ao emprego de adubos sintéticos. O quadro a seguir mostra, de forma incompleta, equações químicas que representam reações de preparação de alguns desses adubos.



Reprodução/Arquivo da editora

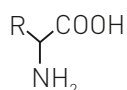
- a) Escolha no quadro as situações que poderiam representar a preparação de ureia e de sulfato de amônio e escreva as equações químicas completas que representam essas preparações.
- b) Considerando-se apenas o conceito de Brønsted-Lowry, somente uma reação do quadro não pode ser classificada como uma reação do tipo ácido-base. Qual é ela (algarismo romano)?
- c) Partindo-se sempre de uma mesma quantidade de amônia (reagente limitante), algum dos adubos sugeridos no quadro conteria uma maior quantidade absoluta de nitrogênio? Comece por *sim* ou *não* e justifique sua resposta. Considere todos os rendimentos das reações como 100%.
10. (UFRRJ) Tal como a água, o etanol líquido pode ser protonado por espécies ácidas.
- $$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$$
- ($K_a \rightarrow$ elevado)
- $$\text{HNO}_3 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+ + \text{NO}_3^-$$
- ($K_a \rightarrow 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$)
- $$\text{HClO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+ + \text{ClO}_4^-$$
- ($K_a \rightarrow$ elevado)
- Com base na observação desses equilíbrios, foram feitas as seguintes afirmações:
- I. O NO_3^- atua como base mais forte em etanol do que em água.
 - II. HNO_3 é ácido forte tanto em etanol quanto em água.

III. O etanol permite diferenciar as capacidades do HNO_3 e do HClO_4 de doar prótons.
 IV. Nos equilíbrios dados o HClO_4 é um ácido fraco.
 Estão corretas as afirmativas:

- a) I e II. c) II e IV. e) II e III.
 X b) I e III. d) III e IV.

11. (UFRJ) Aminoácidos são monômeros que constituem as proteínas. A estrutura geral dos α -aminoácidos é caracterizada pela presença de um grupo carboxila, de um grupo amino na posição α e de uma cadeia R.

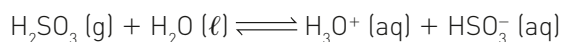
As propriedades dos diferentes aminoácidos estão associadas à cadeia R, que pode ser classificada como polar ou apolar, ácida ou básica. Algumas cadeias presentes nos aminoácidos são apresentadas a seguir:



Estrutura geral dos α -aminoácidos		
aminoácido cadeia R	serina	lisina
	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{C} - \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}_2 \quad \text{H}_2 \\ \quad \\ \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{NH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{H}_2 \quad \text{H}_2 \end{array}$
fenilalanina	aspártico	valina
$\begin{array}{c} \text{C}_6\text{H}_5 \\ \\ \text{C} - \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{C} - \text{CH}_2 \\ \\ \text{H}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{H} \end{array}$

Entre esses aminoácidos apresentados, selecione um cuja cadeia R pode ser classificada como ácido de Arrhenius, outro como base de Brönsted-Lowry e outros dois cujas cadeias R podem ser classificadas como apolares.

12. (UFPE) O dióxido de enxofre é produzido como subproduto da queima de combustíveis fósseis. Pode-se combinar com água e formar ácido sulfuroso, um ácido fraco, que se dissocia em:



Julgue os itens em verdadeiros (V) e falsos (F).

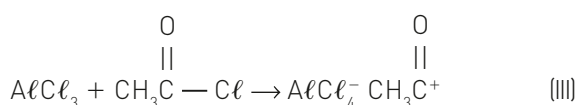
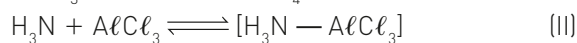
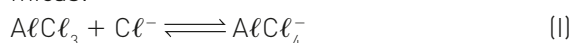
- V I. H_2SO_3 é um ácido de Brönsted, e HSO_3^- sua base conjugada.
 F II. O pH de uma solução aquosa de H_2SO_3 é maior que sete a 25 °C.
 F III. Uma solução aquosa 1 mol/L de H_2SO_3 contém íons hidrônio numa concentração 1 mol/L.

- V IV. O íon HSO_3^- também pode ser considerado um ácido, pois em meio aquoso o mesmo pode produzir H_3O^+ e SO_3^{2-} .
 F V. O íon SO_3^{2-} deve ser uma base mais fraca que o íon HSO_3^- .

13. (UFRN) O professor Reginaldo falava sobre tipos de reações orgânicas quando introduziu as definições de reagentes nucleófilos e eletrófilos. Daniel, aluno sempre atento, perguntou qual a relação entre esses conceitos e uma das teorias ácido-base. O professor, elogiando a percepção do estudante, respondeu que as substâncias eletrofílicas e nucleofílicas podem ser consideradas, respectivamente, como ácidos e bases de

- a) Brönsted. X c) Lewis.
 b) Arrhenius. d) Lowry.

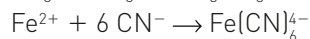
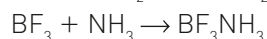
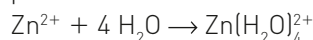
14. (UFSM-RS) Considere as seguintes equações químicas:



Segundo os critérios de Lewis, a substância AlCl_3 pode ser classificada como:

- a) ácido em I e III, base em II.
 b) base em I e III, ácido em II.
 c) ácido em I, base em II e III.
 X d) ácido em I, II e III.
 e) base em I, II e III.

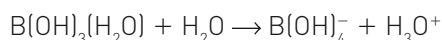
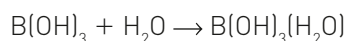
15. (UFSM-RS) Considerando o conceito de Lewis para ácidos e bases nas equações químicas



a alternativa correta é:

- a) Os íons Zn^{2+} , CN^- , Ca^{2+} e a molécula de BF_3 são ácidos.
 b) Os íons Zn^{2+} , Fe^{2+} , EDTA^{2-} e a molécula de BF_3 são ácidos.
 X c) Tanto as moléculas H_2O e NH_3 quanto os íons EDTA^{2-} e CN^- são bases.
 d) Tanto as moléculas H_2O e NH_3 quanto os íons Fe^{2+} e Ca^{2+} são bases.
 e) Tanto as moléculas NH_3 e H_2O quanto os íons Fe^{2+} e Ca^{2+} são ácidos.

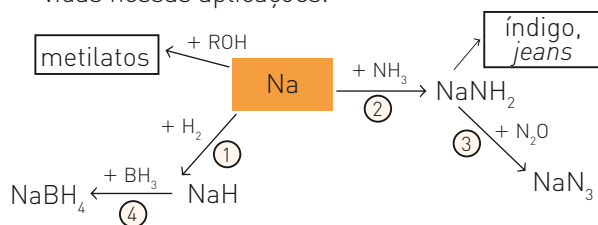
16. (UFRN) Os ácidos são temidos por sua capacidade de causar graves queimaduras. Contudo, nem todos apresentam tal comportamento. O ácido bórico (H_3BO_3), por exemplo, é usado na formulação de soluções antissépticas, pomadas, etc. Na realidade, ele não atua doando prótons pelo rompimento da ligação entre o oxigênio e o hidrogênio ($\text{O}-\text{H}$). Sua acidez, em solução aquosa, pode ser explicada pelas seguintes reações:



Baseado nas equações acima, pode-se afirmar que o H_3BO_3 é ácido de:

- a) Lewis, em que o átomo de boro atua como nucleófilo.
- ☒ b) Lewis, em que o átomo de boro atua como eletrófilo.
- c) Arrhenius, em que o átomo de boro atua como eletrófilo.
- d) Arrhenius, em que o átomo de boro atua como nucleófilo.

17. (UFRJ) Cerca de 38% do consumo mundial de sódio metálico estão vinculados à produção do corante índigo usado no vestuário *jeans*. A produção de boridreto de sódio para o branqueamento de celulose responde por cerca de 20% do consumo desse metal alcalino. As demais aplicações se concentram na área da química fina. O fluxograma a seguir descreve algumas reações envolvidas nessas aplicações.



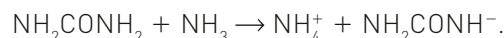
- a) Dê o nome do óxido envolvido na reação 3.
 - b) Na reação 4, indique o ácido e a base de Lewis nos reagentes. Justifique sua resposta.
18. (Cefet-CE) As várias substâncias conhecidas na atualidade são possuidoras de várias propriedades que podem ser divididas em três grupos, a saber: gerais, específicas e funcionais. Na tentativa de classificar os diferentes materiais existentes nas funções ácidos e bases, várias teorias foram sendo propostas, como, por exemplo, a de Arrhenius, a de Brönsted e a de Lewis. Na reação

$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, corresponde ao ácido a substância:

- a) NH_3
- ☒ b) H_2O
- c) NH_4^+
- d) OH^-
- e) H_3O^+

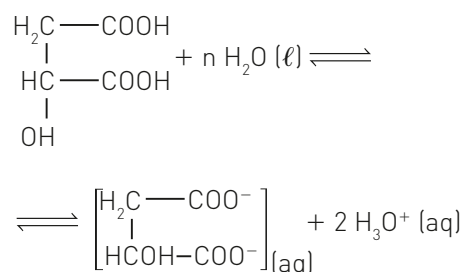
19. (Unicap-PE) Julgue verdadeira ou falsa cada uma das afirmações seguintes:

- ☒ I. Os indicadores são substâncias que indicam se o meio é ácido ou básico. Se a fenolftaleína, adicionada a um meio, continuou incolor, é porque esse meio é ácido.
- ☒ II. Segundo Arrhenius, ácido é toda substância que, fundida, libera íons Na^+ .
- ☒ III. A força de um ácido não é constante, pois varia de um solvente para o outro.
- ☒ IV. Segundo Brönsted-Lowry, a ureia é um ácido, quando colocada em NH_3 líquida, segundo a reação



- ☒ V. Um dos grandes poluentes dos rios amazônicos é o mercúrio. Esse metal é o único metal líquido à temperatura ambiente.

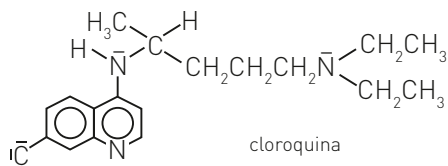
20. (Ufpel-RS) A ionização do ácido málico presente nas balas acontece na saliva, de acordo com a equação:



Sobre a atuação da água na reação acima representada, é correto afirmar que ela atua como

- a) uma base de Brönsted-Lowry por ceder prótons H^+ para o ácido málico.
- b) uma base de Lewis por receber prótons H^+ do ácido málico.
- ☒ c) uma base de Brönsted-Lowry por receber prótons H^+ do ácido málico.
- d) uma base de Lewis por ceder prótons H^+ para o ácido málico.
- e) uma base de Arrhenius por ceder par de elétrons para o ácido málico.

- 21.(UFF-RJ) Um dos principais fármacos utilizados no Brasil para a terapia da malária é a cloroquina, cuja estrutura é representada por:



Com base na estrutura da cloroquina, pode-se afirmar que:

- a) a cloroquina é uma base de Lewis, porque cada átomo de nitrogênio pode receber elétrons de um ácido;
- b) a cloroquina é um ácido de Lewis, porque cada átomo de nitrogênio pode receber um par de elétrons de um ácido;
- c) a cloroquina é um ácido de Arrhenius, porque em solução aquosa possui um excesso de íons H^+ ;
- d) a cloroquina é um ácido de Brönsted, porque um de seus átomos de nitrogênio pode doar próton;
- x**e) a cloroquina é uma base de Lewis, porque possui átomos de nitrogênio que podem doar elétrons para ácidos.

- 22.(UFPR) Considere as definições de ácidos e bases e as informações a seguir:

- ácido de Arrhenius — espécie química que contém hidrogênio e que, em solução aquosa, produz o cátion hidrogênio (H^+);
- ácido de Brönsted — espécie química capaz de ceder prótons;
- base de Lewis — espécie química capaz de ceder pares de elétrons para formar ligações químicas;
- ácido de Lewis — espécie química capaz de receber pares de elétrons para formar ligações químicas.

A dissolução do $AlCl_3$ em água produz uma solução com $pH < 7$. Durante a dissolução ocorre a interação dos pares de elétrons não ligantes da

água com os íons Al^{3+} , formando ligações químicas (representadas na figura por linhas tracejadas). Essa interação produz diversas espécies químicas hidratadas, uma das quais está representada na figura 1.

(Números atômicos: $H = 1$; $O = 8$.)

A presença da carga iônica positiva do Al^{3+} diminui a densidade eletrônica nas moléculas de água e, conseqüentemente, facilita a retirada de um próton, como é mostrado na figura 2.

Figura 1

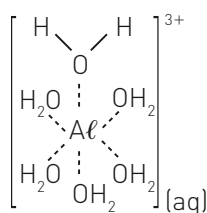
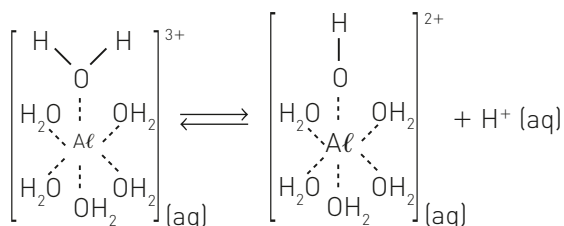


Figura 2



Com relação ao exposto acima, julgue falsa ou verdadeira cada uma das seguintes afirmações:

- V I. Na espécie $Al(H_2O)_6^{3+}$, as moléculas de água comportam-se como base de Lewis em relação ao Al^{3+} , o qual se comporta como ácido de Lewis.
- F II. Em uma solução aquosa de cloreto de alumínio, temos $[H^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
- V III. Uma solução aquosa de cloreto de alumínio apresenta caráter ácido.
- V IV. A espécie $Al(H_2O)_6^{3+}$ comporta-se como ácido de Brönsted e de Arrhenius em relação às moléculas do solvente.
- V V. O processo de interação entre espécies do soluto e espécies do solvente é chamado de solvatação.

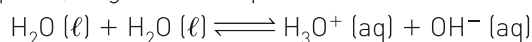


Até agora aprendemos a nomear ácidos e bases segundo o conceito de Arrhenius. Será que essa nomenclatura se mantém se utilizarmos o conceito ácido-base de Lewis?

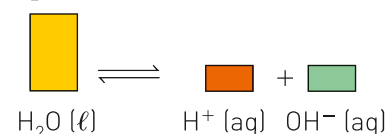
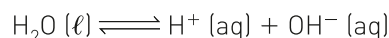
Produto iônico da água e pH

Equilíbrio iônico da água

Medidas experimentais de condutibilidade elétrica e outras evidências mostram que a água, quando pura ou quando usada como solvente, ioniza-se em uma extensão muito pequena, originando o equilíbrio:

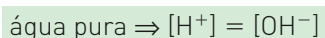


Simplificadamente:

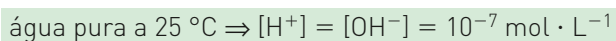


Na água pura, a concentração de íons H^+ é sempre igual à concentração de íons OH^- , pois cada molécula de água ionizada origina um íon H^+ e um íon OH^- .

Em diferentes temperaturas, a condutibilidade da água varia, ou seja, um aumento da temperatura provoca aumento da ionização. Embora a quantidade de íons H^+ e OH^- presentes no equilíbrio sofra variação em função da temperatura, as suas concentrações serão sempre iguais entre si.



A 25 °C, as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- na água pura são iguais entre si e apresentam valor igual a $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.



Produto iônico da água (K_w)

Considerando o equilíbrio da água, podemos escrever a expressão da sua constante de equilíbrio.

$$\text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$$

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}, \text{ em que } [\text{H}_2\text{O}] = \text{constante}$$

$$K_i \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

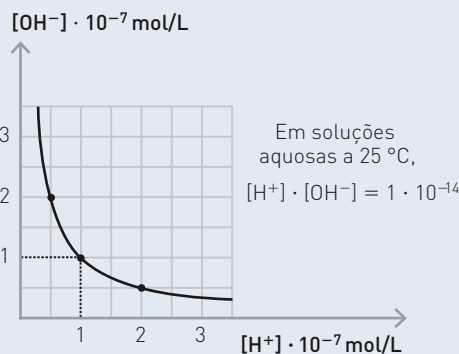
Na expressão acima, K_w corresponde à **constante de ionização da água**, cujo valor pode ser calculado a 25 °C, pois já conhecemos os valores de $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ a essa temperatura.

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = (10^{-7}) \cdot (10^{-7})$$

$$K_w = 10^{-14}$$

- O produto iônico da água (K_w) sempre apresenta um valor constante a dada temperatura, tanto em água pura como em soluções. Mesmo em soluções nas quais as concentrações em mol/L de H^+ e OH^- não são iguais entre si, o seu produto deverá permanecer constante. Se conhecemos a concentração em mol/L de H^+ de uma solução aquosa qualquer, podemos determinar a concentração em mol/L de OH^- .
- Como podemos perceber pelo gráfico, à medida que ocorre aumento de $[H^+]$, ocorre diminuição de $[OH^-]$.
- A variação da K_w , que só ocorre em função da temperatura, é apresentada na seguinte tabela:



Banco de imagens/Arquivo da editora

Variação da K_w	
T (°C)	K_w
10	$0,29 \cdot 10^{-14}$
20	$0,68 \cdot 10^{-14}$
25	$1,00 \cdot 10^{-14}$
30	$1,47 \cdot 10^{-14}$
40	$2,92 \cdot 10^{-14}$
60	$9,40 \cdot 10^{-14}$

$[H^+]$ e $[OH^-]$ em solução aquosa

Veja alguns exemplos da determinação de $[H^+]$ e de $[OH^-]$.



Sérgio Datta Jr./
Arquivo da editora

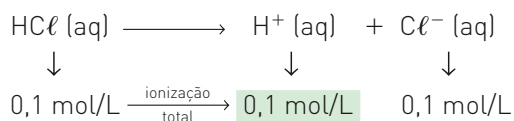
Solução de HCl :

$0,1 \text{ mol/L}$

$25^\circ C$

$K_w = 10^{-14}$

$HCl \Rightarrow \text{ácido forte} \Rightarrow \alpha = 100\%$



Logo: $[H^+] = 0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Como: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$

$$10^{-14} = 0,1 \cdot [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0,1}$$

$$[OH^-] = 10^{-13} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Nessa solução: $[H^+] > [OH^-]$, o que evidencia que ela é **ácida**.



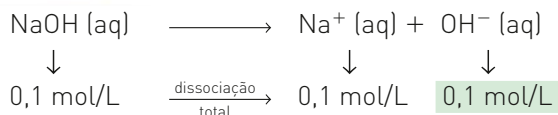
Solução de NaOH:

0,1 mol/L

25 °C

$K_w = 10^{-14}$

$\text{NaOH} \Rightarrow \text{base forte} \Rightarrow \alpha = 100\%$



Logo: $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Como: $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$

$10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot 0,1$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{0,1}$$

$[\text{H}^+] = 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Nessa solução: $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$, o que evidencia que ela é **básica** (alcalina).

Dependendo das concentrações em mol/L de H^+ e OH^- , temos:

Solução neutra	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$
Solução ácida	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
Solução básica	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

No entanto, como essas concentrações normalmente são indicadas por números de base decimal com expoente negativo (por exemplo: 10^{-3} , 10^{-7} , 10^{-14}), trabalhar com esses números pode acarretar dificuldades matemáticas, fazendo com que um conceito simples de acidez ou basicidade pareça muito complicado.

Em 1909, o bioquímico dinamarquês Søren Sørensen (1868-1939) propôs uma nova notação, mais conveniente para trabalhar com as concentrações hidrogeniônicas $[\text{H}^+]$.

Nessa notação, utilizada até hoje e conhecida como **escala de pH** (potencial hidrogeniônico*), as concentrações de $[\text{H}^+]$ são expressas em cologaritmos na base 10.

Assim, o pH é definido como sendo o cologaritmo da concentração em mol/L de H^+ .

$$\text{pH} = \text{colog}_{10} [\text{H}^+] \quad \text{ou} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{ou} \quad \text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]}$$

* O nome **potencial hidrogeniônico** foi usado por Sørensen para indicar que as $[\text{H}^+]$ são expressas em **potências** de 10.
Fonte: HILL, John W.; PETRUCCI, Ralph. *General Chemistry*. 4. ed. New Jersey: Prentice Hall, 2005. p. 627.

Fotos: Thinkstock/Getty Images

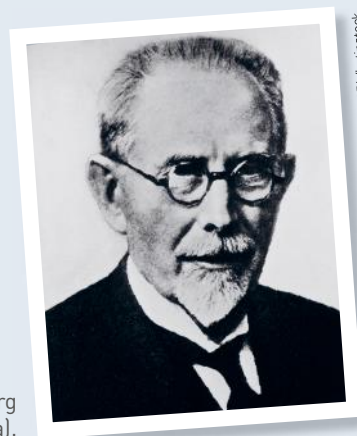


As flores das hortênsias podem ser azuis ou rosadas, dependendo das características do solo em que são cultivadas. Em solo ácido, as suas flores são azuis; em solo básico (alcalino), são rosadas.

Soren Peter Lauritz Sorensen

Soren Sorensen começou a estudar Medicina na Universidade de Copenhague, transferindo-se depois para a Química, em que se doutorou em 1881. Trabalhou no Laboratório Carlsberg, onde realizou diversas experiências em bioquímica relacionadas a aminoácidos, proteínas e enzimas. A percepção da importância da concentração hidrogeniônica nas reações enzimáticas despertou seu interesse em desenvolver um novo tratamento matemático, levando-o à descoberta da medição do pH (*pondus hydrogenii* = potencial do hidrogênio).

// Sorensen nasceu em Havrebjerg e morreu em Copenhague (Dinamarca).



SP/Latinstock

Veja como calcular o pH de uma solução conhecendo a sua concentração hidrogeniônica $[H^+]$.

$$[H^+] = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -(-6) \cdot \underbrace{\log 10}_1$$

$$\text{pH} = 6$$

Assim:

$$[H^+] = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = 6$$

De maneira semelhante, podemos determinar o **pOH (potencial hidroxiliônico)** de uma solução.

$$\text{pOH} = \text{colog}_{10} [\text{OH}^-] \text{ ou } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{ou } \text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]}$$

Veja como calcular o pOH de uma solução conhecendo a sua concentração hidroxiliônica $[\text{OH}^-]$.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = -(-5) \cdot \underbrace{\log 10}_1$$

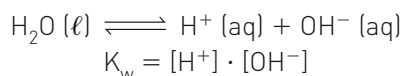
$$\text{pOH} = 5$$

Assim:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 5$$

Se aplicarmos essa escala ao equilíbrio iônico da água, teremos:



Aplicando log:

$$\log K_w = \log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-]$$

Multiplicando por (-1) :

$$(-\log K_w) = (-\log [\text{H}^+]) + (-\log [\text{OH}^-])$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

A 25 °C, a constante de ionização da água (K_w) vale 10^{-14} . Assim:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

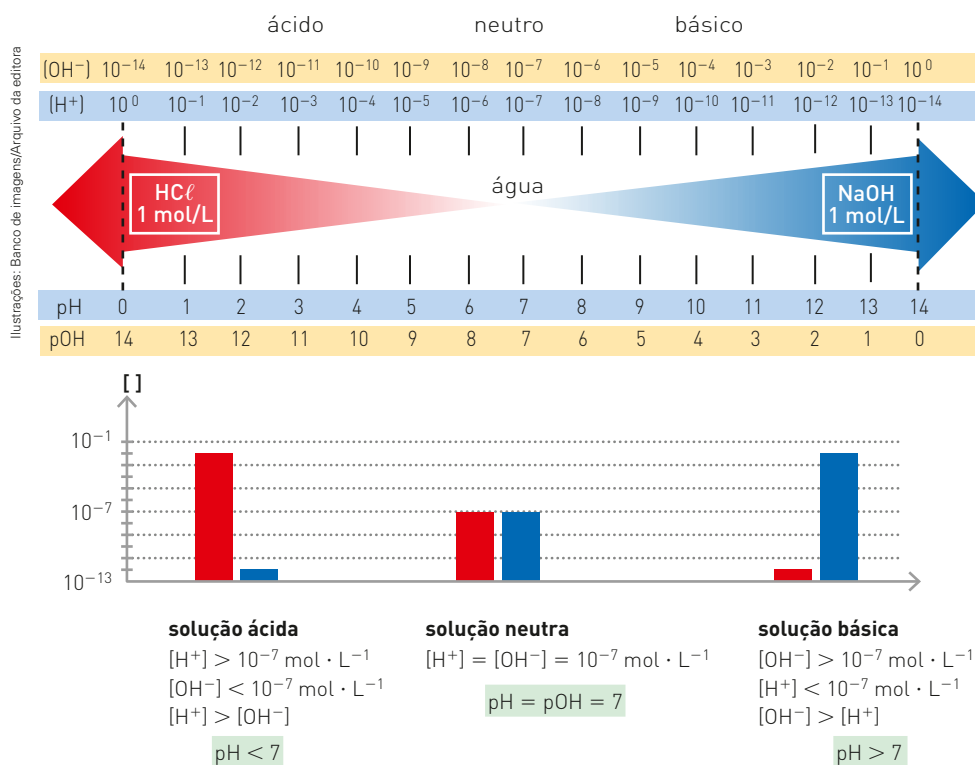
Na água e nas soluções neutras, a 25 °C, temos:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

Logo, soluções neutras apresentam $\text{pH} = 7$.

A escala de pH apresenta normalmente valores que variam de 0 a 14. O esquema a seguir mostra uma relação entre os valores de pH e as concentrações de H^+ e OH^- em água, a 25 °C.



O termo p indica o $-\log_{10}$:

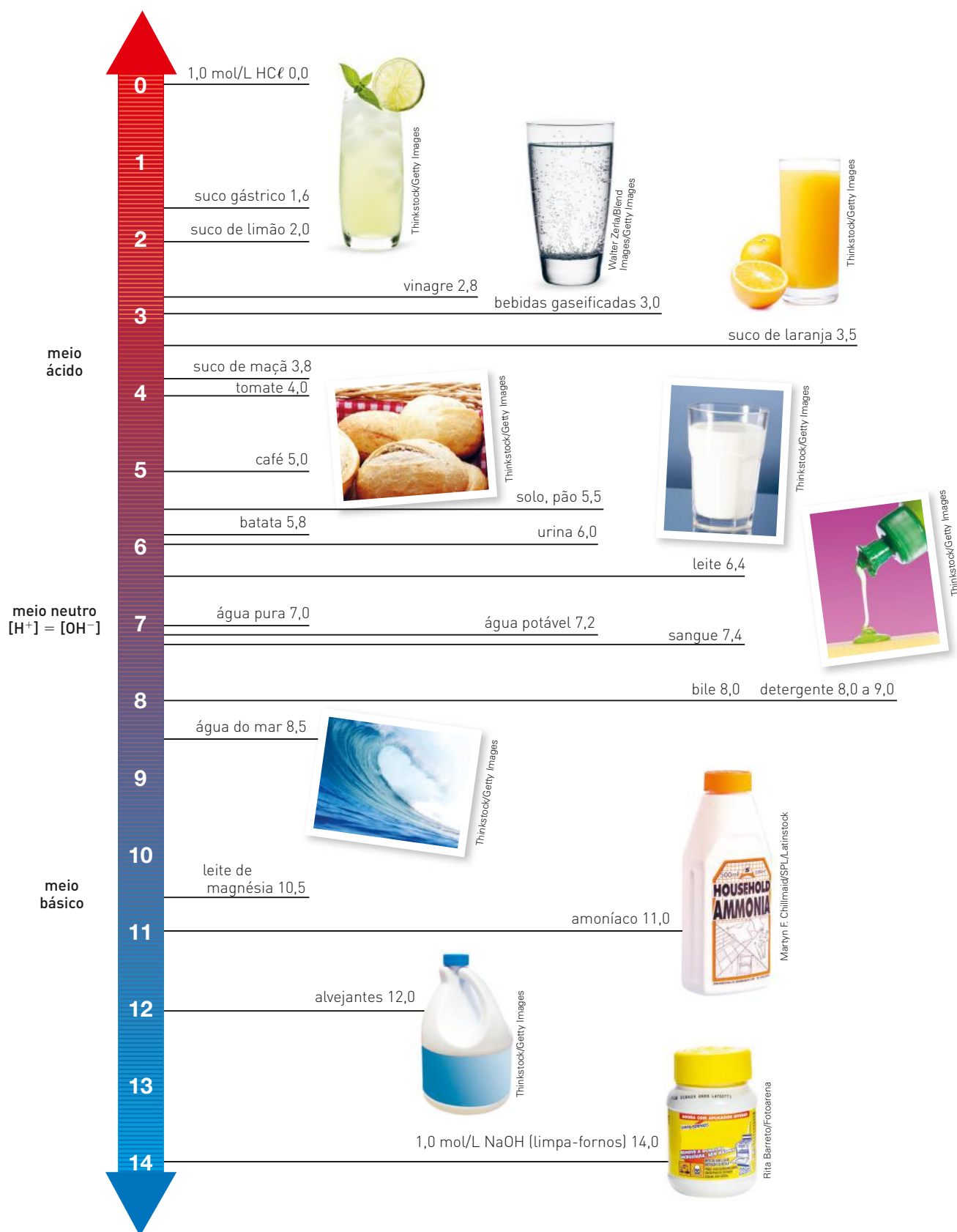
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_w = -\log K_w$$

A seguir, temos os pHs de alguns materiais encontrados em nosso dia a dia.



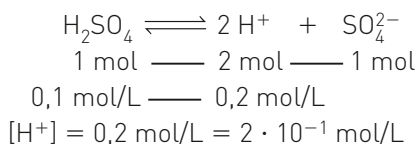
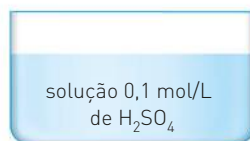
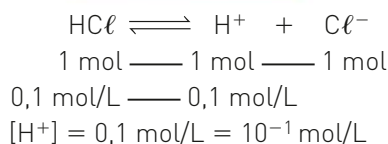
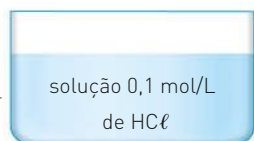
Determinação de $[H^+]$ e $[OH^-]$ nas soluções

Soluções ácidas

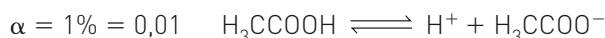
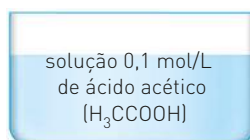
Nesse tipo de solução, o íon predominante característico é o H^+ . Devemos, portanto, conhecer a sua concentração em mol/L para determinar, em seguida, o pH da solução.

Veja, a seguir, dois exemplos nos quais o grau de ionização é 100% (ácido totalmente ionizado).

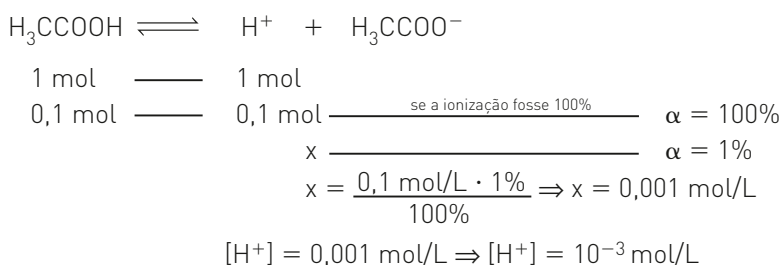
Ilustrações: Conceitograf/Arquivo da editora



Quando o ácido apresenta um grau de ionização (α) menor do que 100% ($\alpha < 100\%$), ele não está totalmente ionizado e a concentração de H^+ está relacionada ao α .



Somente 1% das moléculas do ácido se ioniza ($\alpha = 1\%$); logo, a $[H^+]$ é igual a 1% de 0,1 mol/L.

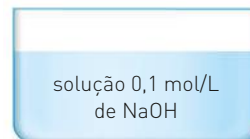
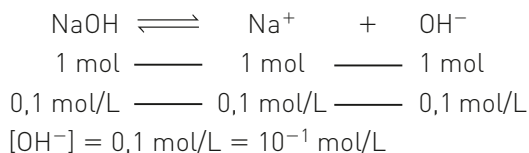


Para ácidos semifortes ou fracos com mais de um H ionizável, consideramos somente a primeira etapa de ionização. Assim, eles se comportam como se tivessem apenas um H ionizável.

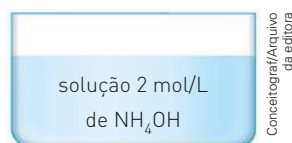
Soluções básicas

Nesse tipo de solução, o íon predominante característico é o OH^- . Assim, devemos determinar sua concentração em mol/L e, em seguida, o pOH da solução. Veja dois exemplos a seguir, com bases fortes, nas quais $\alpha = 100\%$.

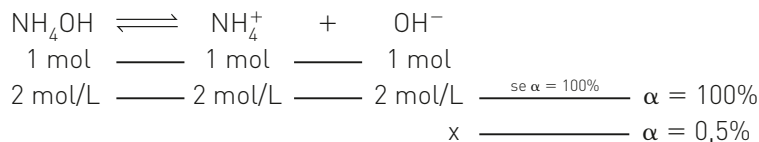
Como a dissociação é total ($\alpha = 100\%$), temos:



Se a concentração for menor que 100% ($\alpha < 100\%$), temos:



Somente 0,5% das moléculas se ionizam. Assim, temos:

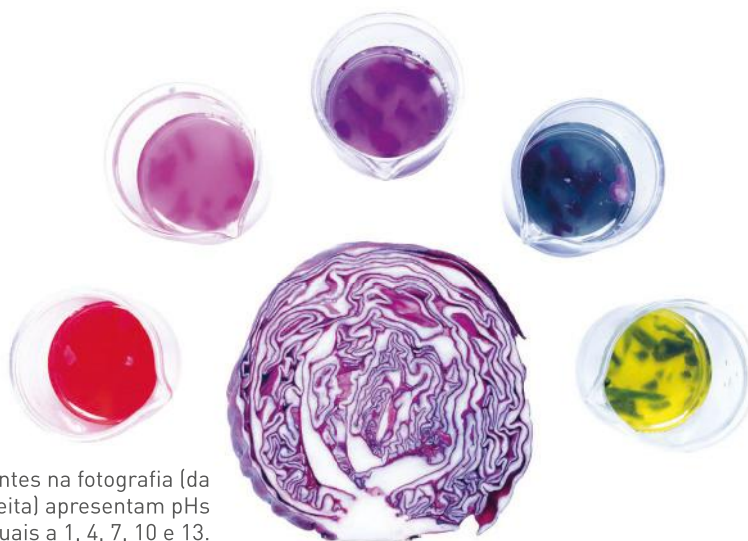


$$x = \frac{2 \text{ mol/L} \cdot 0,5\%}{100\%} \Rightarrow x = 0,01 \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ mol/L} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Indicadores e pH

Uma maneira muito comum, mas menos precisa, de determinar o pH de uma solução é pelo uso de **indicadores**, substâncias que mudam de cor em função da $[\text{H}^+]$ e da $[\text{OH}^-]$, ou seja, de acordo com o pH.



Andrew Lambert Photography/Science Photo Library/SPL DC/Lainstock

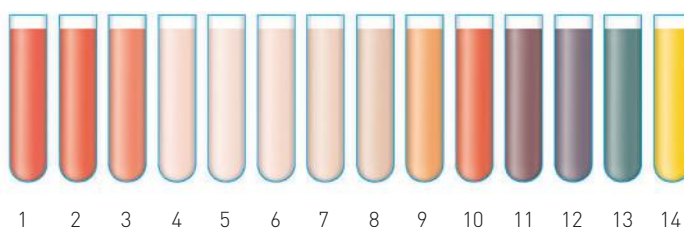
// As soluções presentes na fotografia (da esquerda para a direita) apresentam pHs respectivamente iguais a 1, 4, 7, 10 e 13.

Existem vários indicadores ácido-base; muitos deles são naturais, por exemplo, o suco de repolho-roxo, que, em uma solução neutra, apresenta coloração roxa. No entanto, quando o pH muda, a sua coloração pode variar do vermelho ao amarelo-claro. Veja nas imagens a seguir as cores de três indicadores naturais em diferentes valores de pH.



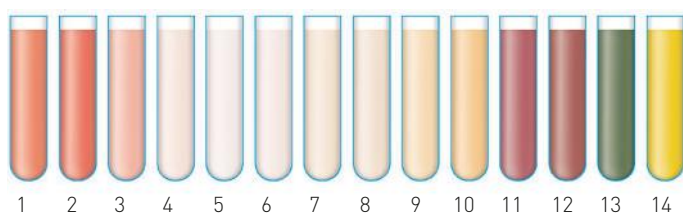
Thinkstock/Getty Images

// Amora.



Conceitograf/Arquivo da editora

// Escala de cores para diferentes pHs, obtida com o extrato de amora.

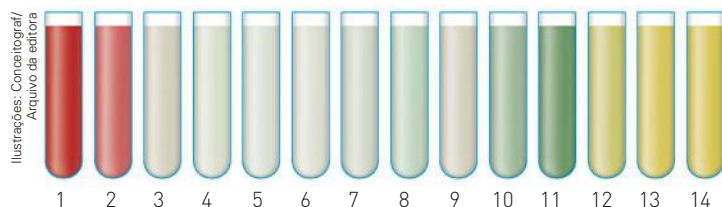


// Escala de cores para diferentes pHs, obtida com o extrato de jabuticaba.



Thinkstock/Getty Images

// Jabuticaba.



// Escala de cores para diferentes pHs, obtida com o extrato de jambolão.

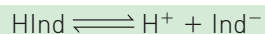


Dinodia/Easypix Brasil

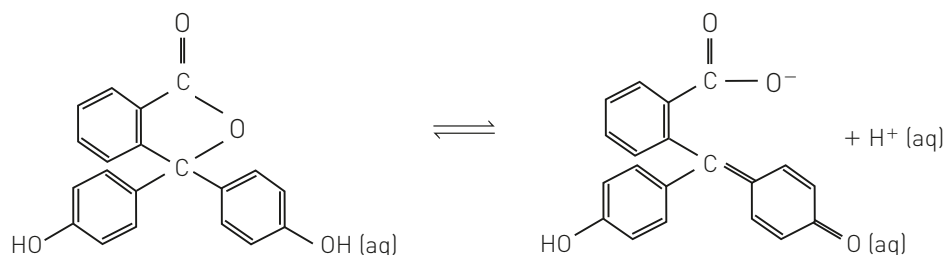
// Jambolão.

Os indicadores mais comumente empregados em laboratório são sintéticos, como a fenolftaleína, que, como todos eles, quando dissolvida em água, ioniza-se e origina íons, estabelecendo um equilíbrio. O indicador e a sua forma ionizada apresentam cores diferentes.

Genericamente, o comportamento de um indicador pode ser representado por:



Quando o indicador não está ionizado (HInd), ele apresenta uma coloração característica de cada indicador; quando ele está ionizado (Ind⁻), apresenta uma nova coloração. Vamos considerar, por exemplo, a fenolftaleína, que em solução aquosa estabelece o seguinte equilíbrio:



Quando no equilíbrio predomina a forma não ionizada, a solução é incolor, ao passo que, se predominar a forma ionizada, a solução tem cor rósea.

Se a esse equilíbrio adicionamos:

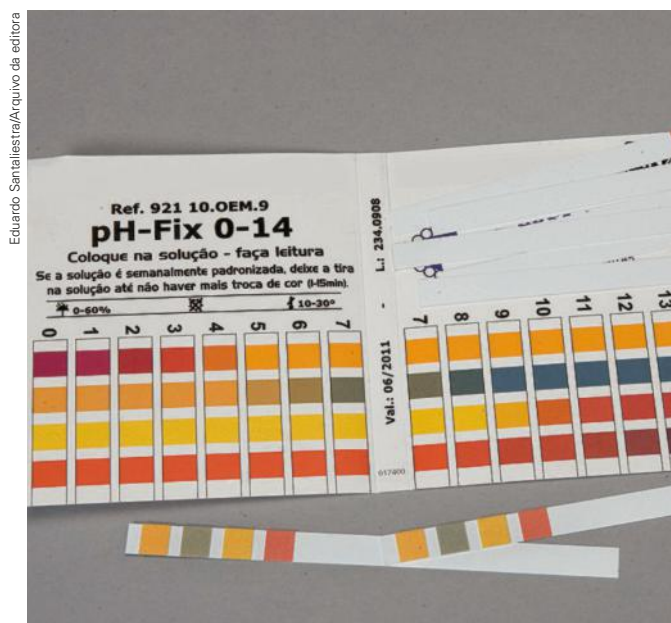
- **um ácido:** o aumento da concentração de H⁺ desloca o equilíbrio para a esquerda, e a solução torna-se incolor;
- **uma base:** os íons OH⁻ retiram H⁺ do equilíbrio, que se desloca para a direita, e a solução torna-se vermelha.

A mudança de cor ocorre em determinados intervalos de pH, denominados **faixa** ou **intervalo de viragem**. Quando o valor do pH é inferior ao intervalo de viragem, temos uma cor; quando o valor é superior ao intervalo, temos outra cor; na faixa de viragem, temos uma cor intermediária às duas cores.

O quadro a seguir mostra alguns indicadores com os valores numéricos das suas faixas de viragem.

Indicadores	pH												
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
violeta de metila	amarelo												violeta
azul de timol	vermelho								amarelo				azul
alaranjado de metila				vermelho									
verde de bromocresol					amarelo								azul
vermelho de metila				vermelho									amarelo
vermelho de clorofenol					amarelo								vermelho
azul de bromotimol									amarelo				azul
vermelho de fenol									amarelo				vermelho
fenolftaleína									incolor				vermelho
timolftaleína										incolor			azul
amarelo R de alizarina											amarelo		violeta

Existem indicadores que apresentam cores diferentes para cada valor de pH. Esses indicadores, denominados **indicadores universais**, são obtidos pela mistura adequada de vários outros. Na sua produção, tiras de papel são imersas em uma solução contendo uma mistura de indicadores e depois são secas. Essas tiras serão, posteriormente, introduzidas nas soluções das quais se quer determinar o pH, o que é feito comparando-se a cor obtida na tira com a escala que aparece impressa na embalagem do indicador.



// Tiras de papel usadas para medir o pH e a escala de cores que serve como referência.

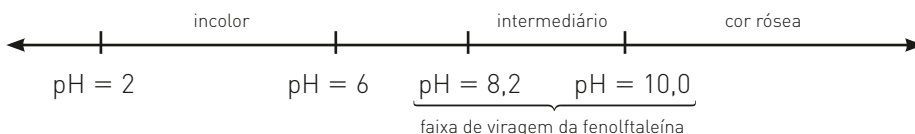


// Utilização do indicador azul de bromotimol para identificar as soluções amarela, verde e azul como ácida, neutra e básica, respectivamente.

Escolha do indicador

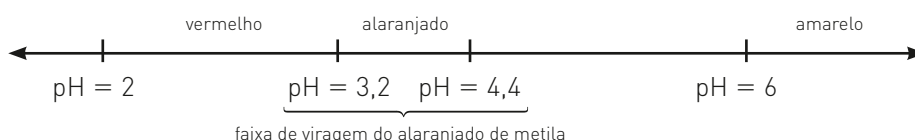
O uso de um indicador em particular depende de sua faixa de viragem. Supondo que temos duas soluções, x e y, uma delas com $\text{pH} = 2$ e a outra com $\text{pH} = 6$, e que dispomos dos indicadores fenolftaleína e alaranjado de metila para identificá-las, qual indicador devemos usar?

Quando gotejamos fenolftaleína nas duas soluções, não ocorre nenhuma mudança de cor, pois a sua faixa de viragem corresponde a um pH superior ao das duas soluções.



Nesse caso, a fenolftaleína não é o indicador apropriado.

Quando gotejamos alaranjado de metila nas soluções, ocorrem alterações de cor. Observe o esquema.



Como a faixa de viragem do alaranjado de metila se encontra entre 3,2 e 4,4, a solução com $\text{pH} = 2$ adquire uma coloração vermelha, e a solução de $\text{pH} = 6$ torna-se amarela.

Portanto, entre esses dois indicadores, o mais apropriado para identificar as soluções x e y é o alaranjado de metila.

Em laboratórios, a maneira mais precisa de se determinar o pH de uma solução é por meio da utilização de um aparelho elétrico denominado **pHmetro**.



// O pHmetro digital indica que o pH da amostra de refrigerante é 3,12. Todos os refrigerantes gaseificados apresentam $\text{pH} < 7$.

EXPLORE SEU MUNDO

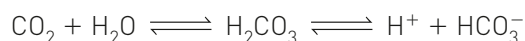
Coloque alguns pedaços de beterraba em um liquidificador, adicione um pouco de água e bata. Em seguida, coe e separe o suco em três copos.

Ao primeiro copo adicione uma pequena porção de pasta de dentes e agite; observe e anote a coloração adquirida. Ao segundo copo adicione vinagre branco; observe e anote a coloração adquirida.

Compare as colorações dos três copos. O suco de beterraba poderia ser utilizado como um indicador ácido-base? Qual é o caráter da pasta de dentes?

Condições de desequilíbrio no pH do sangue

Nas células do corpo humano, o CO_2 é continuamente produzido como um produto terminal do metabolismo. Parte desse CO_2 se dissolve no sangue, estabelecendo o equilíbrio:



Esse é um exemplo dos diversos equilíbrios que mantêm o pH do nosso sangue entre 7,3 e 7,5. A gasometria é o exame que avalia o pH do sangue.

Quando a respiração é deficiente, essa hipoventilação acarreta o aumento da concentração de CO_2 no sangue, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de H^+ e diminuindo o pH sanguíneo. Essa situação é denominada **acidose**.

Alguns sintomas: falta de ar, diminuição ou supressão da respiração, desorientação com possibilidade de coma.

Algumas causas: ingestão de drogas, enfisema, pneumonia, bronquite, asma, alterações no sistema nervoso central, **overdose** de medicamento à base de ácido acetilsalicílico.

Uma crise de ansiedade pode levar uma pessoa a respirar muito rapidamente. Essa hiperventilação acarreta a perda de uma quantidade maior de CO_2 pelos pulmões, o que provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, diminuindo a concentração de H^+ e aumentando o pH do sangue. Essa situação é denominada **alcalose**.

Alguns sintomas: respiração ofegante, entorpecimento, rigidez muscular, convulsões.

Algumas causas: ingestão de drogas, cirrose, exercícios físicos excessivos, doenças pulmonares.



Peter Dazeley/Photographer's Choice/Getty Images

Um procedimento médico bastante comum é fazer com que o paciente em crise de ansiedade respire seu próprio ar. Desse modo, o ar inspirado apresenta maior concentração de CO_2 .

Fontes: <www.ufrgs.br>; <www.uff.br>; <www.medicina.ufmg.br>; <http://revistas.pucsp.br>. Acessos em: 13 jun. 2018.

Refleta

1. Qual substância é oxidada pelo gás oxigênio durante a respiração celular e produz o CO_2 ? Escreva a reação de oxidação dessa substância.
2. O aumento de ânions bicarbonato no sangue deslocará o equilíbrio, conforme mencionado no texto, para a esquerda ou para a direita? Isso acarretará uma alcalose ou uma acidose?

Um dos fatores que podem levar a um quadro de alcalose são as crises de ansiedade. É importante saber que a ansiedade é uma reação natural diante de situações que provoquem medo, dúvida ou expectativa. Um exemplo é a expectativa que antecede uma prova ou a realização de um procedimento cirúrgico. Há condições, porém, em que essa ansiedade assume níveis desproporcionais aos acontecimentos que a geraram, levando ao sofrimento. Nesse caso, é importante buscar ajuda de um profissional qualificado.

Exercícios resolvidos

1. (Fuvest-SP) Compostos de enxofre (IV) podem ser adicionados ao vinho como conservantes. A depender do pH do meio, irão predominar diferentes espécies químicas de S (IV) em solução aquosa, conforme mostra a tabela abaixo.

pH	Composto de S (IV)
< 1,5	dióxido de enxofre hidratado, SO_2 (aq)
de 1,5 até 6,5	ión hidrogenossulfito hidratado, HSO_3^- (aq)
> 6,5	ión sulfito hidratado, SO_3^{2-} (aq)

- a) Em água, as espécies químicas $\text{SO}_2(\text{aq})$ e $\text{HSO}_3^- (\text{aq})$ estão em equilíbrio. Escreva a equação química balanceada que representa esse equilíbrio.
- b) Explique por que, em soluções aquosas com pH baixo, predomina o $\text{SO}_2(\text{aq})$ e não o $\text{HSO}_3^- (\text{aq})$.
- c) Analisou-se uma amostra de vinho a 25°C , encontrando-se uma concentração de íons OH^- igual a $1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$. Nessas condições, qual deve ser o composto de S (IV) predominante na solução? Explique sua resposta.

Dado: Produto iônico da água, a 25 °C:

$$K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2.$$

Solução

- a) $\text{SO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_3^-(\text{aq})$
 b) Soluções de baixo pH apresentam elevada concentração hidrogeniônica (H^+), o que irá deslocar o equilíbrio para a esquerda, favorecendo a formação de $\text{SO}_2(\text{aq})$.

c) $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$

$$1.0 \cdot 10^{-14} = [H^+] \cdot 1.0 \cdot 10^{-10}$$

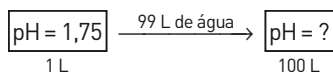
$$[\text{H}^+] = 1.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

pH = 4

Nesse pH, de acordo com a tabela, a espécie que prevalece é o íon hidrogenossulfito hidratado (HSO_3^- (aq)).

2. Em 1 litro de uma solução aquosa de ácido forte HA, de $\text{pH} = 1,75$, foram adicionados 99 L de água. Determine o pH dessa nova solução.

Solução



Neste exercício, estamos provocando uma diluição de um ácido forte ($\alpha = 100\%$), que já está totalmente ionizado. Durante a diluição, a con-

centração em mol/L de íons H^+ vai diminuir; logo, o seu pH vai aumentar.

$\text{pH} = 1,75$

$[\text{H}^+] = 10^{-1,75} \text{ mol/L} \xrightarrow{\text{diluição}} \text{nova } [\text{H}^+] = \frac{10^{-1,75} \text{ mol}}{100 \text{ L}}$

$[\text{H}^+] = 10^{-3,75} \text{ mol/L}$

$\text{pH} = 3,75$

- 3.** (Fuvest-SP) Um estudante misturou todo o conteúdo de dois frascos A e B, que continham:

- frasco A: 25 mL de solução aquosa de HCl , 0,80 mol/L;
- frasco B: 25 mL de solução aquosa de KOH , 0,60 mol/L.

- a) Calcule o pH da solução resultante.
b) A solução resultante é ácida, básica ou neutra?
Justifique utilizando o produto iônico da água.

Solução

- a) Devemos inicialmente determinar o número de mol de H^+ e OH^- :

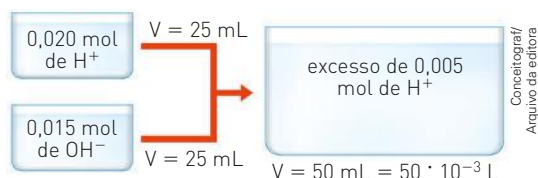
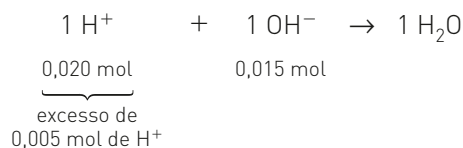
• frasco A $\left\{ \begin{array}{l} 25 \text{ mL} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ 0,80 \text{ mol/L} \end{array} \right.$
 $\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L} \text{ — } 0,80 \text{ mol de HCl} \\ 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \text{ — } x \end{array} \right\} x = 0,020 \text{ mol de HCl}$
 $\text{HCl} \text{ — } \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
 $0,020 \text{ mol} \text{ — } 0,020 \text{ mol}$

No frasco A, existe 0,020 mol de H^+ .

• frasco B $\left\{ \begin{array}{l} 25 \text{ mL} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\ 0,60 \text{ mol/L} \end{array} \right\} \begin{array}{l} 1 \text{ L} \text{ — } 0,60 \text{ mol de KOH} \\ 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \text{ — } x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 1 \text{ L} \\ 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \end{array}} \right\} x = 0,015 \text{ mol de KOH}$
 $\text{KOH} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
 $0,015 \text{ mol} \text{ — } 0,015 \text{ mol}$

No frasco B, existe 0,015 mol de OH^- .

Nas reações de neutralização, 1 mol de H^+ neutraliza 1 mol de OH^- . Assim:



$$[H^+] = \frac{0,005 \text{ mol}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L}} \Rightarrow [H^+] = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}}$$

$$[H^+] = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 1$$

b) A solução final é ácida, pois seu $\text{pH} < 7$. Ou, então:

$$[H^+] = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_W = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$10^{-14} = 10^{-1} [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[H^+] > [OH^-] = \text{solução ácida}$$

4. (ITA-SP) Uma solução aquosa de um ácido fraco monoprotico é mantida à temperatura de 25 °C. Na condição de equilíbrio, esse ácido está 2,0% dissociado. Assinale a opção correta que apresenta, respectivamente, os valores numéricos do pH e da concentração molar (expressa em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) do íon hidroxila nessa solução aquosa. Dados: $\text{p}K_a$ (25 °C) = 4,0; $\log 5 = 0,7$.

a) 0,7 e $5,0 \cdot 10^{-14}$

b) 1,0 e $1,0 \cdot 10^{-13}$

c) 1,7 e $5,0 \cdot 10^{-13}$

d) 2,3 e $2,0 \cdot 10^{-12}$

e) 4,0 e $1,0 \cdot 10^{-10}$

Solução

Seja o ácido fraco monoprotico HA.

Se $\text{p}K_a = 4$, então $K_a = 10^{-4}$.

Como o ácido está 2% ionizado, sua concentração inicial em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pode ser calculada a partir da equação:

$$K_a = \alpha^2 \cdot \eta$$

$$10^{-4} = \left(\frac{2}{100}\right)^2 \cdot 2 \cdot \eta$$

$$\eta = 0,25 \text{ mol/L}$$

HA (aq) $\rightleftharpoons$ H ⁺ (aq) + A ⁻ (aq)	$K_a = 10^{-4}$	
0,25 M	0	0
gasta [2%] 0,02 · 0,25	forma 0,02 · 0,25	forma 0,02 · 0,25
≅ 0,25 M	0,005 M	0,005 M
		equilíbrio

No equilíbrio:

$$[H^+] = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$\text{pH} = -\log 5 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -(\log 5 + \log 10^{-3})$$

$$\text{pH} = -(0,7 - 3)$$

$$\text{pH} = 2,3$$

Como a solução aquosa está a 25 °C, temos:

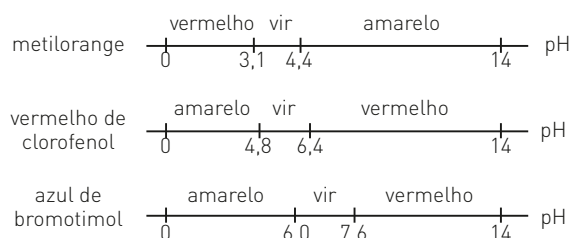
$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$5 \cdot 10^{-3} \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Resposta: alternativa d.

5. (ITA-SP) Adicionando um pouco de indicador ácido-base a uma solução aquosa inicialmente incolor, a solução irá adquirir uma cor que depende da natureza do indicador e do pH da solução original, conforme o esquema abaixo, válido para a temperatura ambiente:



em que "vir" indica a faixa de pH em que a cor varia gradualmente entre as tonalidades extremas assinaladas. Utilizando estas informações, tentou-se descobrir o pH de uma solução-problema, inicialmente incolor, a partir dos ensaios seguintes:

- ao primeiro terço da solução-problema, foi adicionado um pouco de metilorange e a coloração ficou amarela;
- a outro terço da solução-problema, foi adicionado um pouco de vermelho de clorofenol e a coloração ficou laranja;
- ao último terço da solução-problema, foi adicionado um pouco de azul de bromotimol e a coloração ficou amarela.

Com base nessas observações, indique, entre as opções a seguir, aquela que tenha o limite superior e o limite inferior mais próximos do pH da solução-problema.

a) $1,0 < \text{pH} < 6,0$

b) $4,4 < \text{pH} < 6,0$

c) $4,4 < \text{pH} < 14$

d) $4,8 < \text{pH} < 6,0$

e) $4,8 < \text{pH} < 6,4$

Solução

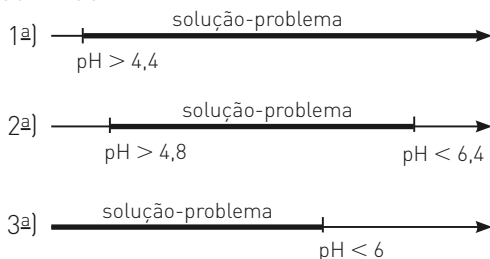
No primeiro experimento, como a solução ficou amarela na presença do metilorange, podemos concluir que seu pH é superior a 4,4.

No segundo experimento, como a solução ficou alaranjada na presença de vermelho de clorofenol, podemos concluir que seu pH deve estar justa-

mente na faixa de viragem do indicador, pois a cor alaranjada é intermediária entre amarelo e vermelho; logo, o pH da solução está na faixa entre 4,8 e 6,4.

No terceiro experimento, como a solução ficou amarela na presença de azul de bromotimol, podemos concluir que seu pH é inferior a 6.

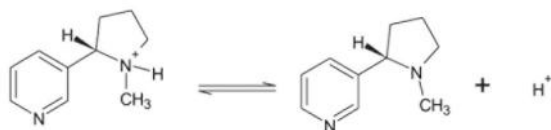
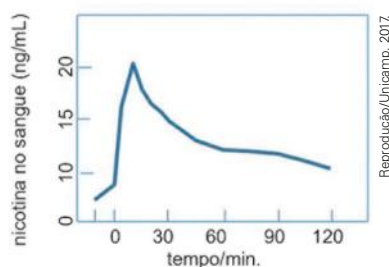
Resumindo:



Logo, o pH da solução-problema está compreendido entre 4,8 e 6,0.

Resposta: alternativa d.

6. (Unicamp-SP) O sangue que circula por todo o nosso corpo é muito resistente a alterações, mas acaba sendo o depósito de muitos resíduos provenientes da ingestão de alguma substância. No caso dos fumantes, o contato com a nicotina após o consumo de um cigarro leva à variação de concentração de nicotina no sangue ao longo do tempo, como mostra o gráfico abaixo.



- a) Considere o momento em que a quantidade de nicotina no sangue de um fumante atinge seu valor máximo. Se nesse momento o pH do sangue for de 7,4, qual espécie estará em maior concentração (mol/L): o H^+ ou a nicotina total? Justifique sua resposta.
- b) A constante de equilíbrio da equação acima é $1,0 \cdot 10^{-8}$. Qual das formas da nicotina estará em maior concentração no sangue: a forma protonada ou a desprotonada? Justifique sua resposta.

Dados: massa molar da nicotina:

$$162,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, \log_{10} 4 = 0,6.$$

Solução

- a) A partir do gráfico, a máxima concentração de nicotina no sangue corresponde a 20 ng/mL. Convertendo-se essa concentração para mol/L, tem-se:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de nicotina} &\text{---} 162,2 \text{ g} \\ n &\text{---} 20 \cdot 10^{-9} \text{ g} \Rightarrow \\ \Rightarrow n &= 0,12 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mL} &\text{---} 0,12 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \\ 1000 \text{ mL} &\text{---} x \Rightarrow \\ \Rightarrow x &= 0,12 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \end{aligned}$$

Logo, a concentração de nicotina será $0,12 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$, ou $1,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Cálculo da concentração de H^+ :

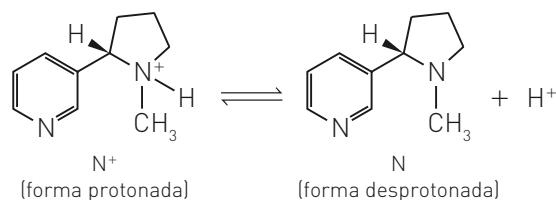
$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log_{10} [H^+] \Rightarrow 7,4 = -\log_{10} [H^+] \Rightarrow \\ \Rightarrow \log_{10} [H^+] &= -7,4 \Rightarrow [H^+] = 10^{-7,4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Reescrevendo:

$$[H^+] = 10^{-8} \cdot \underbrace{10^{0,6}}_{\log_{10} 4 = 0,6} \Rightarrow [H^+] = 4 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Assim: $[Nicotina] > [H^+]$

- b) Considerando o pH = 7,4, tem-se:



$$K_a = \frac{[N^+] \cdot [N]}{[N^+]} \Rightarrow 1 \cdot 10^{-8} = \frac{10^{-7,4} \cdot [N]}{[N^+]} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{[N]}{[N^+]} = \frac{10^{-8}}{10^{-7,4}} \Rightarrow \frac{[N]}{[N^+]} = 10^{-0,6} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{[N]}{[N^+]} = \frac{1}{\underbrace{10^{0,6}}_4} \Rightarrow \frac{[N]}{[N^+]} = \frac{1}{4}$$

Assim, a forma protonada possui maior concentração do que a forma desprotonada.

Fundamentando seus conhecimentos

1. Sabendo que a 25°C o $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ apresenta o valor 10^{-14} em cada um dos produtos a seguir, indique a concentração em mol/L do íon (H^+ ou OH^-) não mencionado e dê o caráter do meio.

1



$$[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2



$$[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

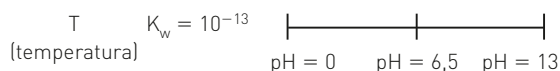
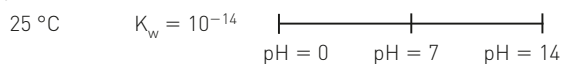
3



$$[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

2. Calcule o pH de cada um dos produtos do exercício 1.

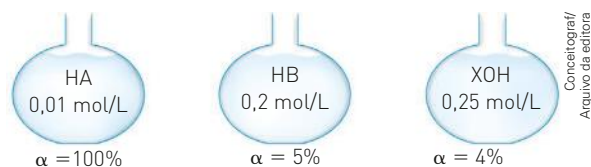
Considere as informações seguintes e responda às questões 3 a 5.



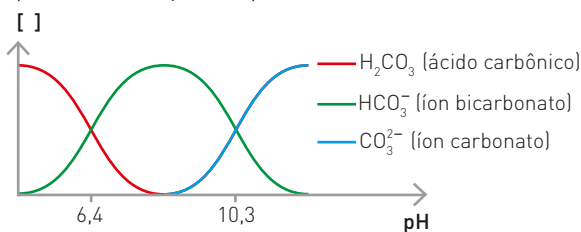
3. Indique a concentração de H^+ e de OH^- para uma solução neutra na temperatura T.
4. Uma solução que apresenta $\text{pH} = 7$ na temperatura T é ácida, básica ou neutra?
5. Na temperatura T, qual é o valor da soma do pH com o pOH?
6. Faça a associação correta entre os itens da coluna à esquerda e os da coluna à direita:

(I) limpa-forno	(A) $\text{pH} = 7$
(II) suco gástrico	(B) $\text{pH} = 12,7$
(III) amoníaco	(C) $\text{pH} = 3$
(IV) vinagre	(D) $\text{pH} = 10$
(V) salmoura	(E) $\text{pH} = 1,8$

7. Determine o pH das três soluções:

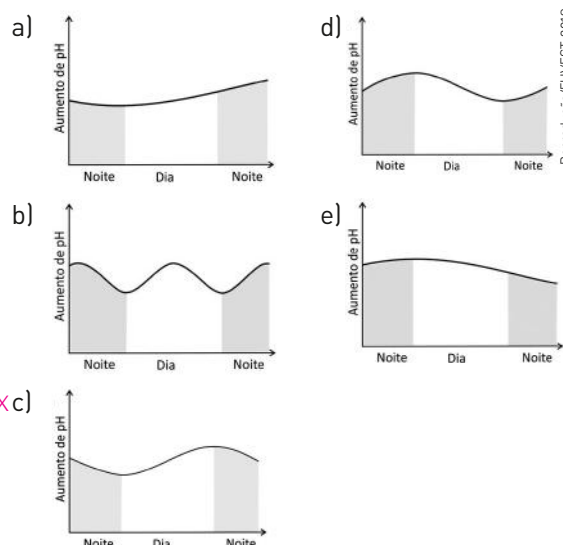


O gráfico a seguir mostra as concentrações em mol/L das espécies químicas presentes em solução aquosa em função do pH:



- A respeito do gráfico, responda às questões 8 a 12.

8. Indique a espécie que predomina em $\text{pH} = 5$.
9. Indique a espécie que predomina em $\text{pH} = 8$.
10. Indique a espécie que predomina em $\text{pH} = 11$.
11. Indique o pH em que $[\text{HCO}_3^-] = [\text{CO}_3^{2-}]$.
12. Indique o pH em que $[\text{H}_2\text{CO}_3] = [\text{HCO}_3^-]$.
13. (Fuvest-SP) Considere um aquário tampado contendo apenas água e plantas aquáticas, em grande quantidade, e iluminado somente por luz solar. O gráfico que melhor esboça a variação de pH da água em função do horário do dia, considerando que os gases envolvidos na fotossíntese e na respiração das plantas ficam parcialmente dissolvidos na água, é:



Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UPM-SP) Assinale, das misturas citadas, aquela que apresenta maior caráter básico.

- ☒ a) Leite de magnésia, pH = 10
- b) Suco de laranja, pH = 3,0
- c) Água do mar, pH = 8,0
- d) Leite de vaca, pH = 6,3
- e) Cafezinho, pH = 5,0

2. (UFJF-MG) No cultivo de plantas um dos aspectos mais importantes é o pH do solo, o qual pode afetar o comportamento delas. As hortênsias, por exemplo, quando cultivadas em solos de características ácidas apresentam flores azuis e em solos de características básicas flores rosas. Sabe-se que o pH do solo varia de acordo com a sua origem/composição como descrito na tabela abaixo. Em que tipos de solos as hortênsias produzem flores azuis?

Origem	pH
Solos húmíferos	3,5
Solos arenosos	6,0
Solos vulcânicos	7,0
Solos calcários	9,0

- a) Apenas nos solos calcários.
 - ☒ b) Nos solos húmíferos e arenosos.
 - c) Apenas nos solos vulcânicos.
 - d) Apenas nos solos húmíferos.
 - e) Nos solos vulcânicos e calcários.
3. (PUC-MG) Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando o valor do Potencial de Hidrogênio com a substância.
1. pH = 2,5
 2. pH = 6,5
 3. pH = 7,4
 4. pH = 11,5
- () Sangue Humano
 - () Leite
 - () Suco de limão
 - () Água Sanitária
- Assinale a sequência correta encontrada.
- ☒ a) 3 – 2 – 1 – 4
 - b) 3 – 1 – 2 – 4
 - c) 4 – 1 – 2 – 3
 - d) 4 – 2 – 3 – 1

4. Faça a associação correta entre os itens ordenados numericamente e os que estão indicados por letras:

I. $[H^+] = [OH^-]$

II. $[H^+] > [OH^-]$

III. $[H^+] < [OH^-]$

- a) refrigerante
- b) água destilada
- c) limpa-forno à base de soda cáustica
- d) suco gástrico
- e) amoníaco
- f) suco de laranja
- g) solução de bateria de automóvel
- h) chuva ácida

5. (UEMS) As águas superficiais normalmente possuem um pH entre 4 e 9, podendo ser alterado conforme a quantidade de sais, como carbonatos e bicarbonatos, e pela quantidade de matéria morta a ser decomposta. Uma análise realizada em um determinado afluente mostrou que a concentração dos íons H^+ era igual 10^{-5} mol/L. O valor do pH dessa amostra é:

- a) 3
- ☒ b) 5
- c) 7
- d) 9
- e) 11

6. (Covest-PE) O pH de várias soluções foi medido em um laboratório de hospital, e o resultado encontrado-se na tabela a seguir:

Amostra	pH
leite de magnésia	10,5
sangue	7,4
urina	5,0
suco de limão	2,3

De acordo com essa tabela, a concentração de íons H_3O^+ , em mol/L, na amostra de urina é:

- a) 5,0
- b) $1,0 \cdot 10^5$
- c) $1,1 \cdot 10^{-3}$
- ☒ d) $1,0 \cdot 10^{-5}$
- e) $1,0 \cdot 10^{-11}$

7. (PUC-RJ) No tratamento da água, a coagulação envolve a adição do sulfato de alumínio, visando à precipitação do $Al(OH)_3$ e ao consequente arraste das pequenas partículas em suspensão. No entanto, uma elevada concentração de alumínio na água pode ser nociva à saúde humana. Assim, eleva-se o pH da água tratada para assegurar a precipitação do $Al(OH)_3$. Se a $[OH^-]$ na água for de $1,0 \cdot 10^{-6}$ mol/L, pode-se afirmar que o pH da água é:

- a) 4,0.
- b) 5,0.
- c) 6,0.
- d) 7,0.
- ☒ e) 8,0.

8. As leis ambientais proíbem que as indústrias lancem, nos rios, efluentes com pH menor que 5 ou superior a 8, a 25 °C. Os efluentes de quatro indústrias apresentam as concentrações, em mol/L de H^+ ou OH^- , apresentadas no quadro abaixo.

Indústria	Concentração do efluente em mol/L
A	$[H^+] = 10^{-2}$
B	$[OH^-] = 10^{-3}$
C	$[OH^-] = 10^{-8}$
D	$[H^+] = 10^{-6,5}$

Considerando apenas o pH, indique quais indústrias podem lançar seus efluentes nos rios sem tratamento prévio. Justifique.

9. (Ufal) A maioria das soluções aquosas apresenta valor de pH no intervalo de 0 a 14. A escala de pH foi introduzida pelo químico dinamarquês Soren Sorensen, em 1909, no transcorrer do seu trabalho de controle de qualidade na preparação da cerveja, e hoje é usada nas ciências, na medicina e na engenharia.

Considere a tabela de pH a seguir:

Soluções	pH a 25 °C
1. suco gástrico	2,0
2. urina	5,0
3. clara de ovo	8,0
4. preparado para tintura de cabelo	10,0

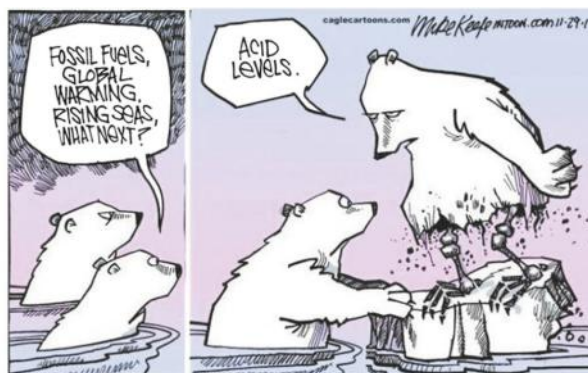
Considerando os dados acima, é correto afirmar que:

- a) 1, 2 e 3 são soluções básicas.
- b) somente 4 é uma solução básica.

- ☒ c) a concentração de íons OH^- na solução 3 é igual a 10^{-6} mol/L.
- d) a clara de ovo é neutra.
- e) o preparado para tintura de cabelo é mais ácido que a clara de ovo.

10. O pH do suco de laranja pode variar entre 3,0 e 4,0, e o pH do suco de tomate, entre 4,0 e 4,4. Determine o valor da razão das concentrações de $[H^+]$ dos dois sucos, considerando os valores de maior acidez.

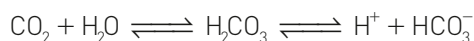
11. (Unicamp-SP) A tira tematiza a contribuição da atividade humana para a deterioração do meio ambiente. Do diálogo apresentado, pode-se depreender que os ursos já sabiam



(Fonte: <http://www.caglecartoons.com/viewimage.asp?ID={15E52E8D-3CE2-4DF6-B331-D109F2DD2BBC}>.)

- a) do aumento do pH dos mares e acabam de constatar o abaixamento do nível dos mares.
- b) da diminuição do pH dos mares e acabam de constatar o aumento do nível dos mares.
- ☒ c) do aumento do nível dos mares e acabam de constatar o abaixamento do pH dos mares.
- d) da diminuição do nível dos mares e acabam de constatar o aumento do pH dos mares.

12. (UFF-RJ) Nas células do nosso corpo, o dióxido de carbono é produto final do metabolismo. Uma certa quantidade desse composto é dissolvida no sangue, e a reação que se processa é:

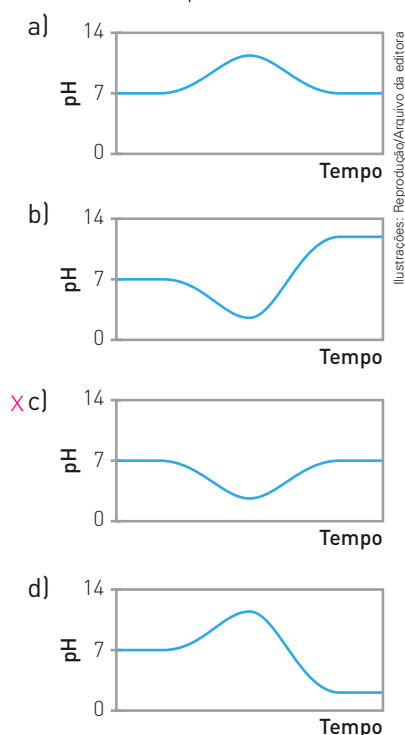


Esses equilíbrios mantêm o valor do pH do sangue em torno de 7,5. Numa situação de incêndio, há um aumento na inalação de gás carbônico, acarretando elevação dos níveis de CO_2 no sangue. Nesse caso, o indivíduo sofre "acidose". O contrário é a "alcalose".

Com base nas informações, indique a opção correta.

- a) O valor normal do pH do sangue é ácido.
 x b) A acidose é provocada quando o equilíbrio se desloca para a direita.
 c) Tanto na alcalose quanto na acidose, a posição de equilíbrio não sofre alteração.
 d) A alcalose tem como responsável o aumento do $[\text{CO}_2]$.
 e) O pH normal do sangue independe dos valores do $[\text{CO}_2]$.

13. (Uerj) Em um reservatório contendo água com pH igual a 7, houve um descarte accidental de ácido sulfúrico. Em seguida, foi adicionada uma determinada substância de caráter básico, em quantidade suficiente para neutralizar a acidez. O gráfico que representa o comportamento do pH durante esse processo é:

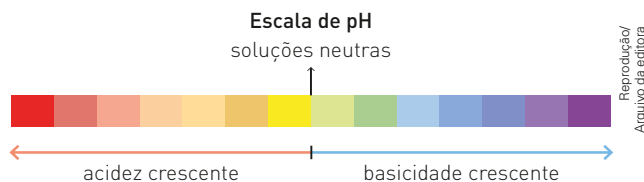


14. (USCS-SP) A tabela apresenta o pH de amostras de fluidos biológicos a 25 °C.

	Amostra	pH a 25 °C
1	Saliva	6,4
2	Plasma sanguíneo	7,4
3	Urina	5,0
4	Suco gástrico	3,0
5	Suco pancreático	8,0

(www.uff.br)

- a) Distribua as amostras de 1 a 5 na escala de pH abaixo.



- b) Calcule a concentração de íons H_3O^+ , em mol/L, na amostra que possui a acidez mais elevada.

15. (Fasm-SP) A tabela apresenta os valores da concentração de íons H^+ , em mol/L, medidos a 25 °C, de um grupo de produtos.

Produto	$[\text{H}^+]$
Refrigerante	10^{-3}
Alvejante caseiro	$10^{-12,5}$
Vinho	$10^{-3,5}$
Leite de magnésia	10^{-10}
Cerveja	$10^{-4,5}$

- a) Na tabela reproduzida abaixo, complete o valor medido de pH a 25 °C.

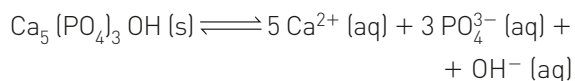
Produto	$[\text{H}^+]$	pH
Refrigerante	10^{-3}	
Alvejante caseiro	$10^{-12,5}$	
Vinho	$10^{-3,5}$	
Leite de magnésia	10^{-10}	
Cerveja	$10^{-4,5}$	

- b) Determine a concentração de íons hidroxila, $[\text{OH}^-]$, em mol/L, no leite de magnésia, apresentando os cálculos. Apresente um produto da tabela com propriedades para neutralizar o pH do leite de magnésia.

16. (Enem) A tabela lista os valores de pH de algumas bebidas consumidas pela população.

Bebida	pH
Refrigerante	5,0
Café	3,0
Vinho	4,5
Suco de limão	2,5
Chá	6,0

O esmalte dos dentes é constituído de hidroxiapatita ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$), um mineral que sofre desmineralização em meio ácido, de acordo com a equação química:



Das bebidas listadas na tabela, aquela com menor potencial de desmineralização dos dentes é o

- ☒ a) chá.
- b) café.
- c) vinho.
- d) refrigerante.
- e) suco de limão.

17. (Enem) A chuva em locais não poluídos é levemente ácida. Em locais onde os níveis de poluição são altos, os valores do pH da chuva podem ficar abaixo de 5,5, recebendo, então, a denominação de “chuva ácida”. Este tipo de chuva causa prejuízos nas mais diversas áreas: construção civil, agricultura, monumentos históricos, entre outras. A acidez da chuva está relacionada ao pH da seguinte forma: concentração de íons hidrogênio é igual a 10 elevado a $-\text{pH}$, sendo que o pH pode assumir valores entre 0 e 14.

Ao realizar o monitoramento do pH da chuva em Campinas (SP) nos meses de março, abril e maio de 1998, um centro de pesquisa coletou 21 amostras, das quais quatro têm seus valores mostrados na tabela:

Mês	Amostra	pH
Março	6ª	4
Abril	8ª	5
Abril	14ª	6
Maio	18ª	7

A análise da fórmula e da tabela permite afirmar que:

- I. da 6ª para a 14ª amostra ocorreu um aumento de 50% na acidez.
- II. a 18ª amostra é a menos ácida dentre as expostas.
- III. a 8ª amostra é dez vezes mais ácida que a 14ª.
- IV. as únicas amostras de chuvas denominadas ácidas são 6ª e a 8ª.

São corretas apenas as afirmativas:

- a) I e II.
- b) II e IV.
- c) I, II e IV.
- d) I, III e IV.
- ☒ e) II, III e IV.

18. (Udesc) “Chuva ácida” é um termo que se refere à precipitação, a partir da atmosfera, de chuva com quantidades de ácidos nítrico e sulfúrico maiores que o normal. Os precursores da chuva ácida vêm tanto de fontes naturais, tais como vulcões e vegetação em decomposição, quanto de processos industriais, principalmente emissões de dióxido de enxofre e óxidos de nitrogênio resultantes da queima de combustíveis fósseis. O pH da água da chuva considerado normal é de 5,5 (devido à presença de ácido carbônico proveniente da solubilização de dióxido de carbono). Um químico monitorando uma região altamente industrializada observou que o pH da água da chuva era igual a 4,5.

Considerando que a acidez está relacionada com a concentração de H_3O^+ , é correto afirmar que a água com pH 4,5 era:

- a) duas vezes mais básica que o normal.
- b) duas vezes mais ácida que o normal.
- c) dez vezes mais básica que o normal.
- ☒ d) dez vezes mais ácida que o normal.
- e) cem vezes mais ácida que o normal.

19. (PUC-RJ) O estômago produz suco gástrico constituído de ácido clorídrico, muco, enzimas e sais. O valor de pH no interior do estômago deriva, principalmente, do ácido clorídrico presente. Sendo o ácido clorídrico um ácido forte, a sua ionização é total em meio aquoso, e a concentração de H^+ em quantidade de matéria nesse meio será a mesma do ácido de origem. Assim, uma solução aquosa de ácido clorídrico em concentração 0,01 mol/L terá pH igual a:

- ☒ a) 2.
- b) 4.
- c) 5.
- d) 7.
- e) 9.

20. (Uece) O conceito de pH foi introduzido na Química pelo químico dinamarquês Søren Peter Lauritz Sørensen, em 1909, para facilitar a caracterização da acidez de uma substância. Indique a alternativa que contém o pH da solução que se obtém ao ser feita a dissolução de 5,6 g de KOH em um litro de água.

Dado: Massa molar KOH = 56 g/mol.

- a) 1,0
- b) 3,0
- c) 11,0
- ☒ d) 13,0

21. (Espcex/Aman) Considere uma solução aquosa de HCl de concentração 0,1 mol/L completamente dissociado (grau de dissociação: $\alpha = 100\%$). Tomando-se apenas 1,0 mL dessa solução e adicionando-se 9,0 mL de água pura, produz-se uma nova solução. O valor do potencial hidrogeniônico (pH) dessa nova solução será de:

- a) 1,0 d) 4,0
 x b) 2,0 e) 5,0
 c) 3,0

22. (PUC-MG) Considere uma solução obtida a partir da mistura de 100 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico 0,1 mol · L⁻¹ com 900 mL de água pura. O pH dessa solução é:

- a) 0,01
 b) 0,1
 c) 1
 x d) 2

23. (Fatec-SP) A conhecida escala de pH é logarítmica. A variação de uma unidade de pH nessa escala significa uma variação de 10 vezes da concentração de íons H⁺ (aq). Sendo assim, considere amostras de água mineral adquiridas no comércio, que são provenientes de duas fontes naturais diferentes (tabela).

Amostra	pH
fonte 1	4,6
fonte 2	6,6

Para que uma amostra de 1 litro da água da fonte 1 origine uma solução aquosa com o mesmo pH da água mineral da fonte 2, a ela deverá ser acrescentada água destilada até atingir o volume de:

- a) 2 litros.
 b) 10 litros.
 c) 20 litros.
 x d) 100 litros.
 e) 200 litros.

24. Os intervalos de pH e as alterações de cor de três indicadores são dados abaixo.

Indicador	Intervalo de pH	Mudança de cor
alaranjado de metila	3,2-4,4	vermelho-amarelo
azul de tornassol	1,0-6,9	vermelho-azul-violeta
fenolftaleína	8,2-10,0	incolor-vermelho

Três tubos de ensaio (tubo 1, 2 e 3) contendo uma solução de pH = 7 foram testados com os indicadores mencionados.

No tubo 1 foi adicionado alaranjado de metila, no tubo 2, azul de tornassol e no tubo 3, fenolftaleína. Assinale a alternativa que apresenta as cores observadas nos tubos 1, 2 e 3, após a adição dos indicadores, respectivamente:

- x a) amarelo, azul-violeta, incolor.
 b) vermelho, vermelho, incolor.
 c) amarelo, verde, vermelho.
 d) laranja, azul-violeta, vermelho.
 e) amarelo, vermelho, incolor.

25. (Vunesp-SP) Considere a tabela, que apresenta indicadores ácido-base e seus respectivos intervalos de pH de viragem de cor.

Indicador	Intervalo de pH de viragem	Mudança de cor
1. púrpura de m-cresol	1,2-2,8	vermelho-amarelo
2. vermelho de metila	4,4-6,2	vermelho-alaranjado
3. tornassol	5,0-8,0	vermelho-azul
4. timolftaleína	9,3-10,5	incolor-azul
5. azul de épsilon	11,6-13,0	alaranjado-violeta

Para distinguir uma solução aquosa 0,0001 mol/L de HNO₃ (ácido forte) de outra solução aquosa do mesmo ácido 0,1 mol/L, usando somente um desses indicadores, deve-se escolher o indicador

- x a) 1
 b) 4
 c) 2
 d) 3
 e) 5

26. (PUC-RJ) Assinale a alternativa que indica o volume de solução aquosa de ácido clorídrico 0,05 mol/L que, ao reagir com 30 mL de uma solução aquosa 1,0 mol/L de KOH, originará uma solução com pH igual a 7.

- a) 200 mL
 b) 350 mL
 x c) 600 mL
 d) 1 600 mL
 e) 500 mL

27. (FCMSCSP) Uma indústria de galvanoplastia tinha 100 L de um efluente de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,01 mol/L. Para o tratamento desse efluente, o operador de processos químicos utilizou uma das soluções relacionadas na tabela.

Solução	pH	pOH
1	13	1
2	12	2
3	3	11

Para neutralizar completamente esse efluente foram utilizados

- a) 100 L da solução 2.
 - b) 10 L da solução 1.
 - c) 200 L da solução 1.
 - x d) 200 L da solução 2.**
 - e) 100 L da solução 3.
28. (UFRRJ) Três soluções foram preparadas como descrito a seguir:
- Solução I:
15,00 mL de ácido clorídrico (HCl) 0,01 mol/L com 30,00 mL de hidróxido de sódio (NaOH) 0,05 mol/L.
 - Solução II:
5,00 mL de ácido clorídrico (HCl) 0,01 mol/L com 5,00 mL de hidróxido de sódio (NaOH) 0,1 mol/L.

- Solução III:
30,00 mL de ácido clorídrico (HCl) 0,2 mol/L com 15,00 mL de hidróxido de sódio (NaOH) 0,2 mol/L.
Qual das três soluções tem o menor valor de pH? Justifique sua resposta.

29. (UFG-GO) O extrato de amora pode funcionar como um indicador natural de pH, apresentando diferentes colorações de acordo com o caráter ácido ou alcalino das soluções, conforme demonstrado na tabela a seguir.

pH	Cor
1 – 2	Rosa
3 – 6	Lilás
7 – 10	Roxo
11 – 12	Roxo-azulado
13	Azul
14	Amarelo

A partir das informações apresentadas,

- a) calcule o pH e indique a cor de uma solução de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ preparada na concentração de $0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ na presença do indicador natural;
- b) calcule o pH e indique a cor resultante após a mistura de 10 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ com 30 mL de H_2SO_4 $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ na presença do indicador natural.

Desafiando seus conhecimentos

- 1. (PUC-RJ) Uma solução aquosa contendo hidróxido de potássio como soluto possui $\text{pH} = 12$. Sendo o produto iônico da água igual a $1,0 \cdot 10^{-14}$, a 25°C , a concentração de OH^- em quantidade de matéria (mol/L) nessa solução é:
 - a) 10^{-1}
 - x b) 10^{-2}**
 - c) 10^{-6}
 - d) 10^{-8}
 - e) 10^{-12}
- 2. (Unisc-RS) O pH de uma solução cuja concentração hidroxiliônica é $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ é:
 - a) 2
 - b) 4
 - c) 7
 - d) 9
 - x e) 10**
- 3. (Unisc-RS) Para conseguirmos aumentar o pH de uma solução aquosa, o gás que poderemos borbulhar será
 - a) o clorídrico.
 - b) o cianídrico.
 - c) o carbônico.
 - x d) a amônia.**
 - e) o hidrogênio.
- 4. (UFRGS-RS) A água mineral com gás pode ser fabricada pela introdução de gás carbônico na água, sob pressão de aproximadamente 4 atm. Sobre esse processo, considere as afirmações a seguir.
 - I. Quando o gás carbônico é introduzido na água mineral, provoca a diminuição na basicidade do sistema.
 - II. Quando a garrafa é aberta, parte do gás carbônico se perde e o pH da água mineral fica mais baixo.

III. Como o gás carbônico é introduzido na forma gasosa, não ocorre interferência na acidez da água mineral.

Quais estão corretas?

- ☒ a) Apenas I.
- b) Apenas III.
- c) Apenas I e II.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

5. (UFRGS-RS) Uma solução diluída de HCl , utilizada para limpeza, apresenta pH igual a 3,0. Quais são as concentrações de OH^- e Cl^- , em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, respectivamente, nessa solução?

- a) $11,0 \cdot 10^{-7}$ e $3,0 \cdot 10^{-7}$
- b) $1,0 \cdot 10^{-7}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$
- ☒ c) $1,0 \cdot 10^{-11}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$
- d) $11,0 \cdot 10^{-12}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$
- e) $1,0 \cdot 10^{-7}$ e $3,0 \cdot 10^{-1}$

6. (Fuvest-SP) Dependendo do pH do solo, os nutrientes nele existentes podem sofrer transformações químicas que dificultam sua absorção pelas plantas. O quadro mostra algumas dessas transformações, em função do pH do solo.

Elementos presentes nos nutrientes	pH do solo							
	4	5	6	7	8	9	10	11
Fósforo	Formação de fosfatos de ferro e de alumínio, pouco solúveis em água					Formação de fosfatos de cálcio, pouco solúveis em água		
Magnésio						Formação de carbonatos pouco solúveis em água		
Nitrogênio	Redução dos íons nitrato a íons amônios							
Zinco				Formação de hidróxidos pouco solúveis em água				

Reprodução/Arquivo da editora

Para que o solo possa fornecer todos os elementos citados na tabela, o seu pH deverá estar entre

- a) 4 e 6.
- b) 4 e 8.
- ☒ c) 6 e 7.
- d) 6 e 11.
- e) 8,5 e 11.

7. (Enem-PPL) Cinco indústrias de ramos diferentes foram instaladas ao longo do curso de um rio. O descarte dos efluentes dessas indústrias acarreta impacto na qualidade de suas águas. O pH foi determinado em diferentes pontos desse rio, a 25 °C, e os resultados são apresentados no quadro.

Pontos de coleta	Valor do pH
Antes da primeira indústria	5,5
Entre a primeira e a segunda indústria	5,5
Entre a segunda e a terceira indústria	7,5
Entre a terceira e a quarta indústria	7,0
Entre a quarta e a quinta indústria	7,0
Após a quinta indústria	6,5

A indústria que descarta um efluente com características básicas é a

- a) primeira.
- ☒ b) segunda.
- c) terceira.
- d) quarta.
- e) quinta.

8. (UFTM-MG) Os papéis indicadores universais são constituídos por misturas de diversos indicadores ácido-base que apresentam viragens de cor em diferentes faixas de pH. Esses papéis permitem uma avaliação do pH apresentado por uma solução aquosa.

Os resultados dos testes de pH realizados com duas águas minerais, A e B, a 25 °C, estão indicados por setas no papel indicador universal, representado a seguir.

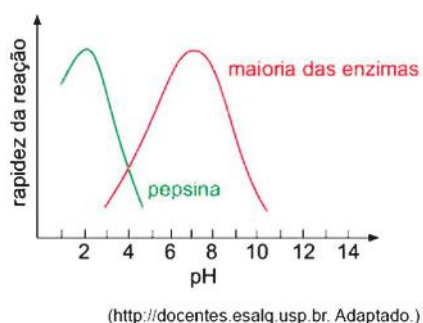
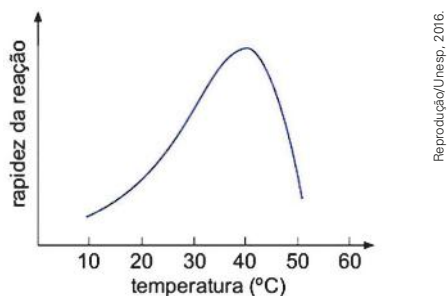


Reprodução/UFTM-MG, 2013.

Considerando que $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C, responda:

- Qual das duas águas minerais é alcalina? Justifique.
- Qual a variação na concentração de íons H^+ (aq) de uma água mineral para outra? Justifique com cálculos.

9. (Vunesp-SP) Os gráficos ilustram a atividade catalítica de enzimas em função da temperatura e do pH.



A pepsina é uma enzima presente no suco gástrico, que catalisa a hidrólise de proteínas, como a albumina, constituinte da clara do ovo.

Em um experimento foram utilizados cinco tubos de ensaio contendo quantidades iguais de clara de ovo cozida e quantidades iguais de pepsina. A esses tubos, mantidos em diferentes temperaturas, foram acrescentados iguais volumes de diferentes soluções aquosas.

Assinale a alternativa que indica corretamente qual tubo de ensaio teve a albumina transformada mais rapidamente.

- pepsina + solução de NaOH 10^{-2} + clara de ovo cozida (temperatura = 40 °C)
- pepsina + solução de NaOH 10^{-4} mol/L + clara de ovo cozida (temperatura = 60 °C)

Reprodução/UNESP, 2016.

- pepsina + solução de HCl 10^{-2} mol/L + clara de ovo cozida (temperatura = 40 °C)
- pepsina + solução de HCl 10^{-4} mol/L + clara de ovo cozida (temperatura = 40 °C)
- pepsina + solução de HCl 10^{-2} mol/L + clara de ovo cozida (temperatura = 60 °C)

Reprodução/UNESP, 2016.

10. (UFJF-MG) É recomendado que a água mineral, para ser ingerida, deve ser neutra ou alcalina. Foram feitas medidas de pH de três amostras de água mineral, e os resultados estão apresentados no quadro abaixo.

Amostra	A	B	C
pH	6	7	8

Analisando esses resultados, é correto afirmar:

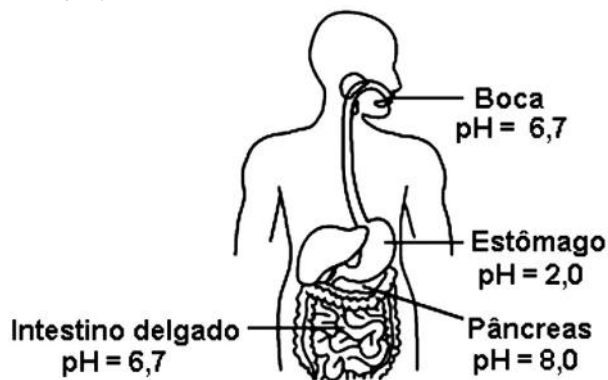
- todas as águas minerais analisadas são recomendadas para ingestão.
 - as concentrações de íons H^+ e OH^- são iguais na amostra C.
 - a amostra A é dez vezes mais ácida do que a amostra B.
 - a concentração de íons OH^- é maior na amostra A.
 - a concentração de íons H^+ na amostra B é $10^7 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
11. (Unicid-SP) De um estudo das propriedades físico-químicas de águas coletadas em 36 fontes naturais de água mineral, situadas nos estados do Rio de Janeiro, São Paulo, Minas Gerais, Espírito Santo e Bahia, foram selecionadas as informações:

	pH a 25 °C	Composição aniônica (mg/L)	Resíduos após evaporação a 180 °C (mg/L)
Água 1	4,1	16,9	29,9
Água 2	5,4	27,9	52,0
Água 3	6,0	33,9	32,0
Água 4	7,2	59,9	88,0

(M. A. P. Rebelo e N. C. Araujo. Rev Ass Med Brasil, 1999. Adaptado.)

- a) A partir dos dados da tabela, qual a água de maior acidez? Estabeleça uma relação que mostre o quanto a água de maior acidez é mais ácida que a água de menor acidez.
- b) Em qual dessas águas é esperada maior condutividade elétrica a 25 °C? Justifique sua resposta.
12. (Fuvest-SP) Dispõe-se de 2 litros de uma solução aquosa de soda cáustica que apresenta $\text{pH} = 9$. O volume de água, em litros, que deve ser adicionado a esses 2 litros para que a solução resultante apresente $\text{pH} = 8$ é
- a) 2
b) 6
c) 10
d) 14
x e) 18
13. (Acafe-SC) Sob temperatura de 25 °C, uma amostra de suco de limão apresenta $[\text{H}^+] = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$. Assinale a alternativa que contém o valor do pH dessa amostra.
- Dados: $\log 2 = 0,3$; $\log 5 = 0,7$.
- x a) 3,6
b) 4,4
c) 5,0
d) 3,0
14. (UEG-GO) Uma solução de hidróxido de potássio foi preparada pela dissolução de 0,056 g de KOH em água destilada, obtendo-se 100 mL dessa mistura homogênea.
- Dado: $\text{MM} (\text{KOH}) = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- De acordo com as informações apresentadas, verifica-se que essa solução apresenta
- a) $\text{pH} = 2$
b) $\text{pH} < 7$
c) $\text{pH} = 10$
x d) $\text{pH} = 12$
e) $\text{pH} > 13$
15. (UPM-SP) Determine, respectivamente, o pH e a constante de ionização de uma solução aquosa de um ácido monocarboxílico 0,01 M, a 25 °C, que está 20% ionizado, após ter sido atingido o equilíbrio.
- Dado: $\log 2 = 0,3$
- a) 3,3 e $5 \cdot 10^{-4}$
b) 2,7 e $2 \cdot 10^{-3}$
c) 1,7 e $5 \cdot 10^{-4}$
x d) 2,7 e $5 \cdot 10^{-4}$
e) 3,3 e $2 \cdot 10^{-3}$

16. (UFG-GO) Um analista preparou um 1 L de uma solução aquosa de um ácido monoprótico (HX) na concentração de 0,2 mol/L. Após o preparo, descobriu-se que apenas 1% do ácido encontrava-se ionizado. A partir das informações fornecidas,
- a) calcule o pH da solução. Considere $\log 2 = 0,30$;
b) calcule a constante de ionização do ácido genericamente indicado como HX.
17. (UEPG-PR) A variação do pH em meio aquoso ocorre no intervalo de 0 a 14. Com base nisso, uma solução cujo pH seja 6,0:
- 01) É considerada alcalina.
02) Apresenta uma concentração de H^+ igual a $1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$.
04) Possui uma concentração de prótons 100 vezes maior que outra solução de pH 4,0.
08) Apresenta uma concentração de OH^- igual a $1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$.
16) A concentração de prótons é 10 vezes maior que a da água pura, cujo pH 7,0.
- 02, 08 e 16.
18. (UEMG) O potencial hidrogeniônico (pH) é uma medida de acidez presente nos mais diversos sistemas químicos, sejam eles orgânicos ou não. A figura a seguir mostra alguns valores de pH encontrados em quatro partes do corpo humano, a 25 °C.



Com base nos sistemas dados (boca, estômago, pâncreas e intestino delgado) e nas informações fornecidas, é correto afirmar que

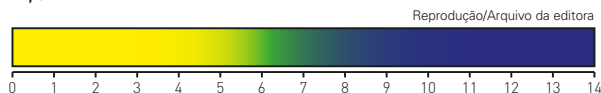
- a) a acidez no estômago é decorrente da produção do ácido sulfúrico.
b) a boca é tão alcalina quanto o intestino delgado.
c) no intestino delgado, a concentração de íons hidrogênio é igual a 6,7 mol/L.
x d) o estômago é cerca de um milhão (10^6) de vezes mais ácido que o pâncreas.

Para resolver a questão a seguir considere o rótulo de uma garrafa de água mineral.

CLASSIFICAÇÃO: Água Mineral Fluoretada e Vanádica.	
CARACTERÍSTICAS FÍSICO-QUÍMICAS	
pH a 25°C	6,79
Temperatura da água na fonte	21,3°C
Condutividade elétrica a 25°C	296µS/cm
Resíduo de evaporação a 180°C, calculado	245,24mg/L
Radioatividade na fonte a 20°C e 760 mmHg	0,97 mches
COMPOSIÇÃO QUÍMICA (mg/L)	
Bicarbonato	158,79
Cálcio	31,426
Sódio	15,583
Magnésio	13,193
Cloreto	8,43
Potássio	0,438
Fluoreto	0,14
Estrôncio	0,111
Vanádio	0,026
CONSERVAR AO ABRIGO DO SOL, EM LOCAL LIMPO, SECO, AREJADO E SEM ODORES. NÃO CONGELAR. EVITAR CHOQUE FÍSICO.	

Reprodução/ACAFE, 2016.

19. (Acafe-SC) Sob temperatura de 25 °C uma amostra de água de poço apresentou $pOH = 8,21$. Assinale a alternativa que corresponde à razão da concentração dos íons $[H^+]$ (em mol/L) entre a água mineral e a água de poço.
- x a) 0,1 b) 10 c) 1,17 d) $10^{1,42}$
20. (Fasm-SP) O azul de bromotimol é um indicador de pH que possui uma variação de cor específica de acordo com a concentração de íons H^+ da solução analisada. O intervalo de pH em que ocorre a mudança de cor desse indicador é 6,0-7,6.

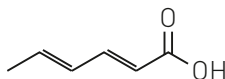


Em um tubo de ensaio foram colocados 20 mL de água com gás, cuja concentração de H^+ era igual a $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, e algumas gotas de azul de bromotimol. Em seguida, o tubo foi aquecido até que todo o gás presente na água fosse eliminado, verificando-se uma alteração na cor do indicador.

- a) Qual o gás presente na água com gás? Como varia a cor da solução durante o aquecimento até a eliminação total desse gás?
- b) Quantas vezes varia a concentração de H^+ desde o início do aquecimento até o início da mudança de cor do indicador? Apresente os cálculos.
21. (UFJF-MG) O ácido nítrico é um ácido forte, enquanto o ácido metanoico tem constante de ionização igual a $1,0 \cdot 10^{-4}$. Quais são as concentrações, em mol/L, das soluções desses ácidos que apresentam $pH = 2,0$, respectivamente?
- a) 0,02 e 1,0 b) 0,02 e 0,02 x c) 0,01 e 1,0 d) 0,01 e 0,01 e) 1,0 e 0,01

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

O ácido sórbico é um ácido orgânico, cuja fórmula molecular é $C_6H_8O_2$. Ele é uma substância utilizada como conservante de alimentos. Recentemente, em uma operação deflagrada pela Polícia Federal, foi constatado que, em algumas amostras de carne bovina, este ácido estava presente em quantidade superior à permitida pela Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa).



estrutura química do ácido sórbico

22. (PUC-RJ) O valor do K_a do ácido sórbico (a 25 °C) é $1,6 \cdot 10^{-5}$, e a sua solubilidade, por 100 g de água, é de 0,150 g (a 25 °C) e 0,340 g (a 40 °C). Considerando soluções aquosas desse ácido, faça o que se pede.
- a) Calcule o pH de uma solução aquosa $0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ desse ácido, a 25 °C.
- Dado: $\log 4 = 0,6$

b) Um volume de 50 mL de sobrenadante de uma solução aquosa, saturada de ácido sórbico (a 40 °C), foi transferido para um frasco, e se deixou resfriar até a temperatura ambiente (25 °C). Após uma agitação com bastão de vidro, observou-se a formação de precipitado, cuja massa você deve calcular, assumindo a massa específica da solução aquosa igual a $1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$, independentemente da temperatura e da presença de soluto.

23. (PUC-RJ) Volumes iguais a 100 mL das bases fortes NaOH e KOH, ambas na concentração de $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, são misturados a 105 mL de solução de ácido sulfúrico $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. O volume da mistura foi levado a 1000 mL com água.

Considerando a dissociação total do NaOH e do KOH, e a ionização total do ácido sulfúrico em água (ou seja: $\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$), o pH da solução aquosa final é

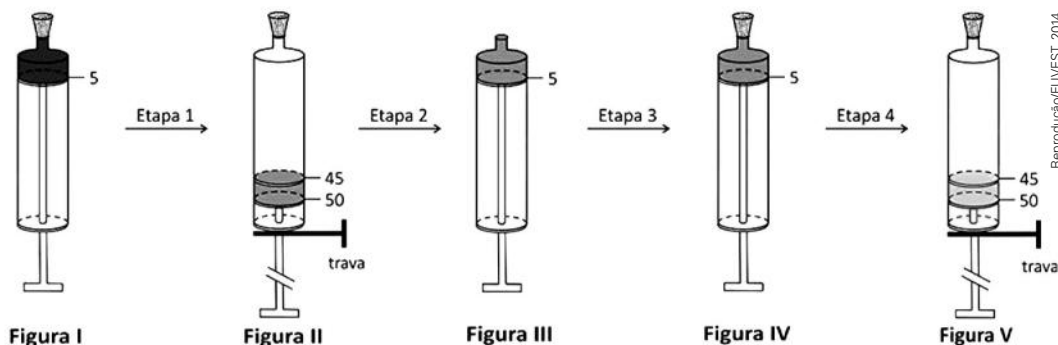
- a) 1 b) 2 **x c) 3** d) 4 e) 5

24. (UFG-GO) Em um laboratório, um analista misturou 1 L de uma solução de ácido clorídrico $0,1 \text{ mol/L}$ com 1 L de uma solução de hidróxido de sódio $0,2 \text{ mol/L}$.

A partir das informações fornecidas,

- a) escreva a equação química balanceada.
b) calcule a concentração molar e o valor do pH da solução resultante.
Use $\log 5 = 0,70$.

25. (Fuvest-SP) Algumas gotas de um indicador de pH foram adicionadas a uma solução aquosa saturada de CO_2 , a qual ficou vermelha. Dessa solução, 5 mL foram transferidos para uma seringa, cuja extremidade foi vedada com uma tampa (Figura I). Em seguida, o êmbolo da seringa foi puxado até a marca de 50 mL e travado nessa posição, observando-se liberação de muitas bolhas dentro da seringa e mudança da cor da solução para laranja (Figura II). A tampa e a trava foram então removidas, e o êmbolo foi empurrado de modo a expulsar totalmente a fase gasosa, mas não o líquido (Figura III). Finalmente, a tampa foi recolocada na extremidade da seringa (Figura IV) e o êmbolo foi novamente puxado para a marca de 50 mL e travado (Figura V). Observou-se, nessa situação, a liberação de poucas bolhas, e a solução ficou amarela. Considere que a temperatura do sistema permaneceu constante ao longo de todo o experimento.



- a) Explique, incluindo em sua resposta as equações químicas adequadas, por que a solução aquosa inicial, saturada de CO_2 , ficou vermelha na presença do indicador de pH.
b) Por que a coloração da solução mudou de vermelho para laranja ao final da Etapa 1?
c) A pressão da fase gasosa no interior da seringa, nas situações ilustradas pelas figuras II e V, é a mesma? Justifique.

Dados:														
pH	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5
Cor da solução contendo o indicador de pH	vermelho								laranja			amarelo		

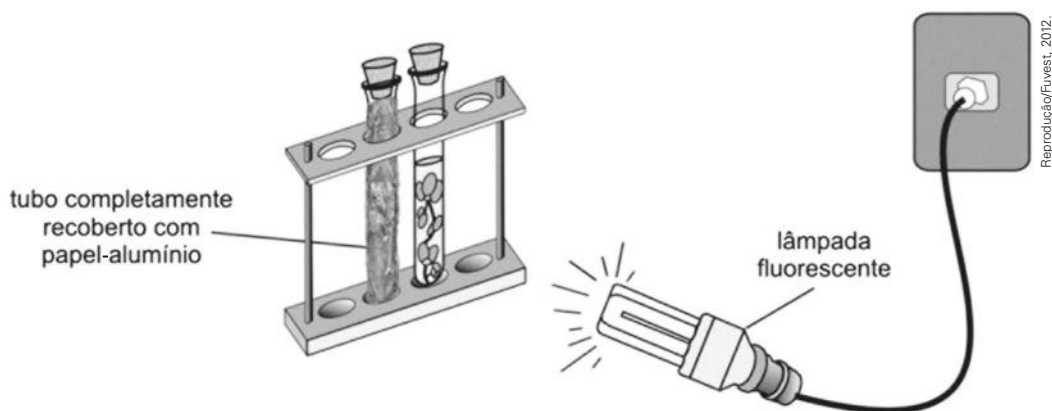
Chemical reaction scheme showing the interconversion of three isomers (I, II, III) of a substituted benzoxanthone derivative. The structures are connected by equilibrium arrows with question marks.

Structure I: A benzoxanthone core with a 3,4-dimethoxyphenyl group at position 2. The core has a methoxy group at position 6 and a hydroxyl group at position 7. The 2-position is also substituted with a 3,4-dimethoxyphenyl group.

Structure II: A benzoxanthone core with a 3,4-dimethoxyphenyl group at position 2. The core has a methoxy group at position 6 and a hydroxyl group at position 7. The 2-position is also substituted with a 3,4-dimethoxyphenyl group.

Structure III: A benzoxanthone core with a 3,4-dimethoxyphenyl group at position 2. The core has a methoxy group at position 6 and a hydroxyl group at position 7. The 2-position is also substituted with a 3,4-dimethoxyphenyl group.

27. (Fuvest-SP) O experimento descrito a seguir foi planejado com o objetivo de demonstrar a influência da luz no processo de fotossíntese. Em dois tubos iguais, colocou-se o mesmo volume de água saturada com gás carbônico e, em cada um, um espécime de uma mesma planta aquática. Os dois tubos foram fechados com rolhas. Um dos tubos foi recoberto com papel-alumínio e ambos foram expostos à luz produzida por uma lâmpada fluorescente (que não produz calor).



592 UNIDADE 8 | EQUILÍBRIO IÔNICO

Atividade prática

Preparando um indicador a partir da amora

Utilizando os indicadores naturais mencionados, como o suco de repolho-roxo, o suco de amora ou o suco de jabuticaba, podemos verificar a acidez e a basicidade de alguns produtos.



Catalina M/Shutterstock

Objetivo

Preparar indicadores e medir a acidez e a basicidade de produtos caseiros sem precisar de um laboratório químico convencional.

Material necessário

- Uma xícara de amoras maduras
- Coador de pano ou papel-filtro
- Uma vasilha para macerar
- Copos ou tubos de ensaio
- Água

Procedimento

Macere (amasse) as amoras. Adicione água e deixe em repouso por 10 minutos, agitando de vez em quando.

Filtre a mistura, utilizando o coador de pano ou o papel-filtro. Ao final, divida o filtrado obtido em vários copos ou tubos de ensaio.

Observe a cor do filtrado e compare com as da ilustração que apresenta uma escala de cores do suco de amora para diferentes pHs (página 572).

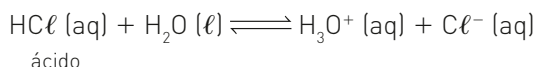
Discussão

Agora explore qual deve ser o caráter (ácido, básico ou neutro) de produtos encontrados em sua casa, como refrigerante, vinagre branco, leite, leite de magnésia e fermento em pó. Coloque pequenas quantidades desses produtos em cada um dos copos previamente separados com o suco de amora. Observe as cores que cada solução assume, anote e compare as cores das misturas obtidas com as da figura da página 572.

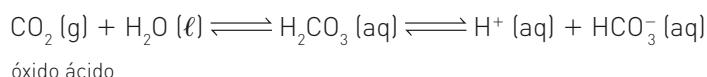
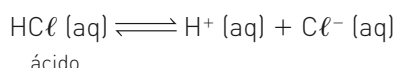
Repita o experimento utilizando suco de repolho-roxo, beterraba e jabuticaba no lugar do suco de amora e compare seus resultados com os de seus colegas.

Hidrólise salina

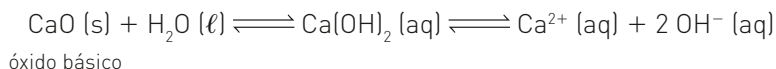
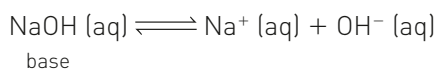
Em laboratório, quando desejamos preparar uma solução aquosa ácida ($\text{pH} < 7$), podemos partir de um ácido ou de um óxido ácido:



ou, simplificadamente:



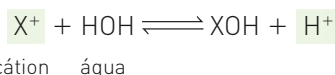
Da mesma maneira, quando queremos produzir uma solução básica ($\text{pH} > 7$), podemos partir de uma base ou de um óxido básico:



Outra maneira de obtermos soluções ácidas ou básicas é a partir dos sais. Quando um sal se dissolve em água, ele se dissocia totalmente para produzir cátions e ânions, que podem reagir com a água através de um processo denominado hidrólise salina.

Hidrólise salina: processo em que o(s) íon(s) proveniente(s) de um sal reage(m) com a água.

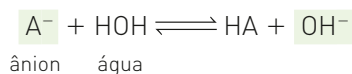
A reação de hidrólise de um cátion genérico (X^+) com a água pode ser representada pela equação a seguir:



Note que ocorreu a formação de íons H^+ , o que caracteriza as soluções **ácidas**.

A hidrólise de cátions produz íons H^+ .

A reação de hidrólise de um ânion genérico (A^-) com a água pode ser representada pela equação a seguir:



Note que ocorreu a formação de OH^- , o que caracteriza as soluções **básicas**.

A hidrólise de ânions produz íons OH^- .

Fábio Colombini/Acervo do fotógrafo



// Parque Nacional da Chapada dos Veadeiros (GO), 2012.

O Cerrado brasileiro ocupa uma área aproximada de 200 milhões de hectares, abrangendo dez estados do Brasil central. Seus solos são ácidos, e, em sua maioria, deficientes dos nutrientes fundamentais e ricos em ferro e alumínio. Assim, a correção do pH do solo é feita principalmente utilizando um sal, o carbonato de cálcio. Tais características, porém, não impedem que suas espécies vegetais nativas estejam adaptadas a essas condições.

O pH da solução obtida pela dissolução do sal depende das concentrações em mol/L de H^+ e OH^- presentes na solução, as quais vão determinar se o pH será superior, inferior ou igual a 7.

A seguir, vamos estudar alguns processos de hidrólise.

Vamos comparar inicialmente a ionização dos ácidos HCl e HCN em solução 0,1 mol/L.



Como no equilíbrio do HCl praticamente só existem íons, podemos concluir que o íon Cl^- não tem afinidade pelo H^+ , logo a reação $H^+ + Cl^- \longrightarrow HCl$ praticamente não ocorre.

Por outro lado, no equilíbrio do HCN , praticamente só existem moléculas, logo os íons CN^- têm uma grande afinidade pelo H^+ e a reação $H^+ + CN^- \longrightarrow HCN$ ocorre em grande extensão.

Considere agora as dissoluções de $NaCN$ em água. Como os íons CN^- têm uma afinidade por H^+ , eles vão retirar os íons H^+ das moléculas de água segundo a equação:

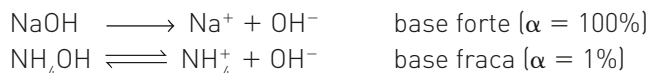


Essa é a hidrólise do íon cianeto.

Considere a dissolução do $NaCl$ em água. Como os íons Cl^- não têm afinidade por H^+ , eles permanecem em solução, sem reagir com as moléculas de água, isto é, os íons Cl^- não sofrem hidrólise.

Podemos concluir que ânions de ácidos fracos se hidrolisam produzindo ácido e íons OH^- , que originam soluções alcalinas ($pH > 7$).

Vamos agora comparar a dissociação do $NaOH$ e a ionização do NH_4OH em soluções 0,1 mol/L.

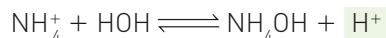


Como na solução de $NaOH$ existem somente íons, podemos concluir que o íon Na^+ não tem afinidade pelo OH^- , logo a reação $Na^+ + OH^- \longrightarrow NaOH$ não ocorre.

Por outro lado, no equilíbrio de NH_4OH , praticamente só existe NH_4OH não ionizado, logo os íons NH_4^+ têm grande afinidade pelo OH^- , pois a reação $NH_4^+ + OH^- \longrightarrow NH_4OH$ ocorre em grande extensão.

Vamos considerar a dissolução do NH_4Cl em água.

Como os íons NH_4^+ têm grande afinidade pelo OH^- , eles vão retirar íons OH^- da água segundo a reação abaixo, que representa a hidrólise do cátion amônio.



Vamos considerar agora a dissolução do NH_4Cl em água.

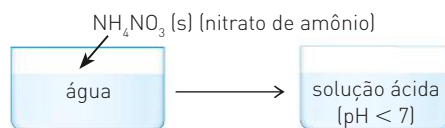
Como os íons Na^+ não têm afinidade por íons OH^- , não ocorre reação de hidrólise.

Podemos concluir que cátions de bases fracas se hidrolisam produzindo a respectiva base e íons H^+ , que originam soluções ácidas ($pH < 7$).

Vejam agora a acidez e a basicidade de soluções aquosas de sais.

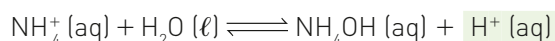
Hidrólise de um sal de ácido forte e base fraca

Ilustrações: Conceitograf/Arquivo da editora



O sal $\text{NH}_4^+ \text{NO}_3^-$ é proveniente de $\begin{cases} \text{HNO}_3 = \text{ácido forte} \\ \text{NH}_4\text{OH} = \text{base fraca} \end{cases}$

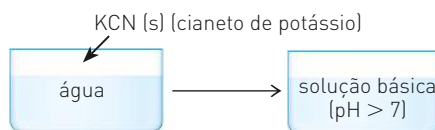
Nesse caso ocorre hidrólise do cátion NH_4^+



A presença do íon H^+ justifica a acidez da solução ($\text{pH} < 7$).

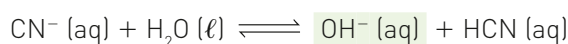
Note que a hidrólise foi do cátion, ou seja, do íon proveniente da base fraca.

Hidrólise de um sal de ácido fraco e base forte



O sal $\text{K}^+ \text{CN}^-$ é proveniente de $\begin{cases} \text{KOH} = \text{base forte} \\ \text{HCN} = \text{ácido fraco} \end{cases}$

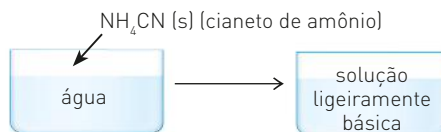
Nesse caso ocorre hidrólise do ânion CN^-



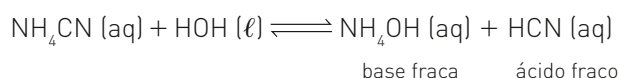
A presença do íon OH^- justifica a basicidade da solução ($\text{pH} > 7$).

Note que a hidrólise foi do ânion, ou seja, do íon proveniente do ácido fraco.

Hidrólise de um sal de ácido fraco e base fraca



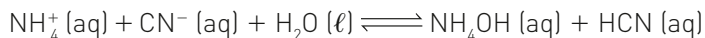
Veja o que ocorreu na preparação dessa solução:



Sal proveniente de:

- NH_4OH
 - HCN
- } são ambos fracos e encontram-se praticamente não ionizados
(pouco ionizados).

Assim, a reação pode ser representada por:



No entanto, comparando as constantes de ionização do ácido (K_a) e da base (K_b), temos:

$$\text{HCN}, K_a = 4,9 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{NH}_4\text{OH}, K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Como o K_b é maior que o K_a , podemos concluir que a base está mais ionizada do que o ácido; logo, a concentração de íons OH^- é maior, o que atribui a essa solução certo caráter básico.

Note que os dois íons sofrem hidrólise, pois são provenientes de um ácido fraco e de uma base fraca.

Assim, soluções aquosas desse tipo de sal originam soluções ligeiramente ácidas ou básicas, dependendo do K_a e do K_b :

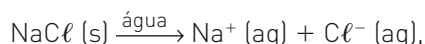
$$K_a > K_b \Rightarrow \text{solução ligeiramente ácida (pH} < 7\text{)}$$

$$K_a < K_b \Rightarrow \text{solução ligeiramente básica (pH} > 7\text{)}$$

Solução de um sal de ácido forte e base forte



Quando dissolvemos $\text{NaCl} (\text{s})$ em água, ocorre a dissociação de seus íons:

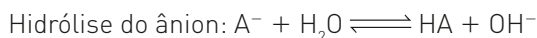


sendo que nem os íons Na^+ nem os íons Cl^- sofrem hidrólise.

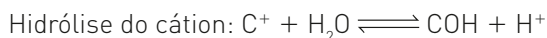
Note que, nesse caso, **não ocorre hidrólise**, pois tanto o cátion como o ânion são provenientes de base e ácido fortes. Como as concentrações de H^+ e OH^- são iguais entre si e iguais às da água, a solução é neutra (pH = 7).

Resumo

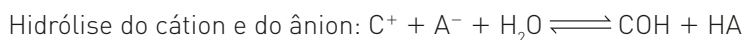
- **Sal de ácido fraco e base forte** $\Rightarrow$ caráter **básico**



- **Sal de ácido forte e base fraca** $\Rightarrow$ caráter **ácido**



- **Sal de ácido fraco e base fraca** $\Rightarrow$ caráter $\begin{cases} \text{ácido: } K_a > K_b \\ \text{básico: } K_a < K_b \end{cases}$



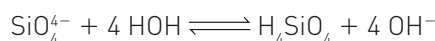
- **Sal de ácido forte e base forte** $\Rightarrow$ caráter **neutro**

Não há hidrólise.

Hidrólise salina e solo

O pH do solo depende da sua composição. Terrenos pantanosos têm pH por volta de 3,5, devido à presença de grande quantidade de ácidos provenientes do húmus.

Terrenos sedimentares, formados por sílica (SiO_2), devido à formação em pequena quantidade de ácido silícico (H_4SiO_4), apresentam pH próximo de 6,0. Terrenos de origem vulcânica, ricos em silicatos de cálcio e de magnésio, devido à sua hidrólise, apresentam pH superior a 7.



Regiões de solo calcário (carbonatos de cálcio, magnésio, etc.) apresentam pH muito maior, por volta de 9.

Para corrigir a acidez dos solos, podemos adicionar CaO :



É muito mais barato, no entanto, adicionarmos CaCO_3 , que, por hidrólise ácida, também produz Ca(OH)_2 .

Cada tipo de planta cresce melhor em solos que possuem uma faixa específica de pH; fora dessa faixa, elas não se desenvolvem bem nem produzem a quantidade esperada de flores e frutos.

A tabela ao lado apresenta exemplos de faixa de “pH ótimo” para algumas plantas.

Assim, caso o pH do solo não se encontre na faixa da planta cultivada, podemos alterá-lo e melhorar a colheita.

Rita Barreto/Fotorena



// A casca do ovo (indicada na fotografia) é composta de CaCO_3 , que aumenta o pH do solo ácido.

maçã: 5,0-6,5	ervilha: 6,0-7,5
morango: 5,0-6,5	rosa: 6,0-8,0
tomate: 5,5-7,5	feijão: 6,0-7,5

Reflita

1. O óxido de silício, também chamado de sílica, é um óxido ácido, básico ou neutro? Justifique com uma reação.
2. A hidrólise dos silicatos de cálcio e magnésio origina soluções ácidas, alcalinas ou neutras? Justifique equacionando a hidrólise.
3. Qual o tipo de sal cuja hidrólise origina uma solução com $\text{pH} < 7$?
4. Qual das culturas mencionadas no texto poderá ser mais favorecida pela adição de carbonato de cálcio no solo?

SAIBA MAIS

É importante saber que, ainda que seu solo possa não ter condições ideais para cultivo, muitos ecossistemas têm suas espécies nativas adaptadas a suas condições específicas. Leia mais sobre o Cerrado, cuja foto abre este capítulo:

A elevada riqueza de espécies vegetais no bioma Cerrado é um fator que reforça a opinião de que os solos deste ecossistema não são pobres em nutrientes em relação às necessidades das plantas nativas. Atualmente, estão descritas e catalogadas mais de 12300 espécies nativas de plantas [...] e a porcentagem de espécies endêmicas (que não ocorrem em outros lugares) chega a 44% [...]. Estes fatores contribuíram para que o bioma Cerrado fosse incluído entre os 34 ecossistemas prioritários para a conservação no planeta Terra [...].

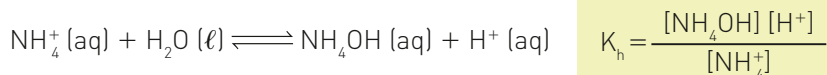
Fonte: <<http://envolverde.cartacapital.com.br/qualidade-nutricional-dos-solos-do-cerrado-um-outro-ponto-de-vista/>>
Acesso em: 10 abr. 2018.

Pesquise mais informações sobre esse ecossistema brasileiro e como vem sendo feito o manejo de seu solo. Você pode visitar a página da Embrapa Cerrados: <<http://www.cpac.embrapa.br/#>>. Acesso em: 10 abr. 2018.

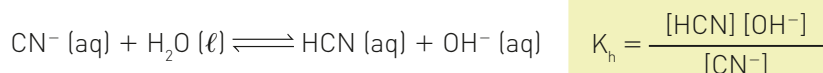
Constante de hidrólise (K_h)

Constante de hidrólise (K_h): é o nome dado à constante de equilíbrio para as reações de hidrólise.

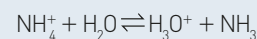
Considerando que a $[H_2O]$ permanece constante nesses processos, temos, por exemplo:



Considerando, agora, a reação de hidrólise do $CN^- (aq)$, temos:

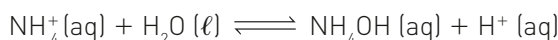


A hidrólise do cátion NH_4^+ também pode ser representada por:



Podemos relacionar matematicamente a constante de hidrólise (K_h), a constante de ionização da água (K_w) e as constantes de ionização de ácidos e bases (K_a e K_b).

Vamos considerar o equilíbrio da hidrólise do cátion NH_4^+ :



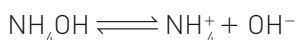
$$K_h = \frac{[NH_4OH] [H^+]}{[NH_4^+]}$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow [H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

Substituindo essa expressão na K_h , temos:

$$K_h = \frac{[NH_4OH] \cdot K_w}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}$$

Note que o pontilhado corresponde ao inverso de K_b do NH_4OH :



$$K_b = \frac{[NH_4^+] [OH^-]}{[NH_4OH]} \Rightarrow \frac{1}{K_b} = \frac{[NH_4OH]}{[NH_4^+] [OH^-]}$$

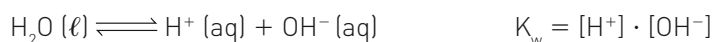
Assim:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

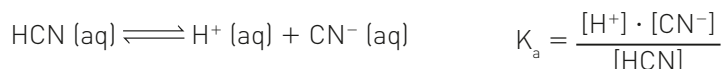
Essa relação pode ser aplicada para qualquer cátion que se hidrolisa.

Vamos deduzir a expressão da constante de hidrólise de outra maneira, agora para um ânion, como, por exemplo, o cianeto (CN^-).

Produto iônico da água:



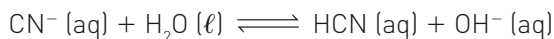
Ionização do ácido:



Dividindo-se K_w por K_a , temos:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{\frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H^+] \cdot [CN^-]}}{\frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}} = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}$$

A expressão obtida corresponde à constante de hidrólise do íon cianeto (CN^-).



$$K_h = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Generalizando:

$$\text{hidrólise do } \mathbf{c\acute{a}t\acute{i}o}n: K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

$$\text{hidrólise do } \mathbf{\hat{a}n\acute{i}o}n: K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Quando ocorrem as hidrólises do cátion e do ânion, temos: $K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$.

Exercício resolvido

(UFPI) Uma solução aquosa de cloreto de amônio 0,2 mol/L apresenta um grau de hidrólise igual a 0,5%. Determine pOH, pH, $[H^+]$, $[OH^-]$ e K_h para essa solução e K_b para o NH_4OH . (K_w a 25 °C = 10^{-14})

Solução

Como o cloreto de amônio (NH_4Cl) é proveniente de ácido forte (HCl) e de base fraca (NH_4OH), ocorre a hidrólise do cátion NH_4^+ .

Como o grau de hidrólise é igual a 0,5%, temos:

$$0,5 \text{ mol} \xrightarrow{\text{hidrolisa-se em}} 100 \text{ mol}$$

$$x \xrightarrow{\quad\quad\quad} 0,2 \text{ mol}$$

$$x = 0,001 \text{ mol de } NH_4^+ \text{ que se hidrolisa}$$

Como a concentração em mol/L de H^+ é igual a 0,001 mol/L:

$$[H^+] = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = 3$$

$$pOH = 11$$

$$[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

Pela tabela abaixo, podemos escrever e calcular o valor da constante de hidrólise do NH_4^+ .

$$K_h = \frac{[NH_4OH] [H^+]}{[NH_4^+]}$$

Substituindo pelos valores obtidos no equilíbrio, temos:

$$K_h = \frac{10^{-3} \cdot 10^{-3}}{0,2}$$

$$K_h = 5 \cdot 10^{-6}$$

Para determinar o valor de K_b , devemos aplicar a relação:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_h}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-6}} = 2 \cdot 10^{-9}$$

$$K_b = 2 \cdot 10^{-9}$$

	NH_4^+	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	NH_4OH	+	H^+
Início	0,2 mol/L	—			0		0
Proporção	consumido (hidrolisado) 0,001 mol/L	—			formado 0,001 mol/L		formado 0,001 mol/L
Equilíbrio	$\left(\underbrace{0,2 - 0,001}_{\approx 0,2 \text{ mol/L}} \right) \text{ mol/L}$	—			0,001 mol/L		0,001 mol/L

Fundamentando seus conhecimentos

A seguir, estão listados alguns ácidos e algumas bases:

	Fortes	Fracos
Ácidos	HCl , HNO_3 , H_2SO_4	H_2CO_3 , H_3CCOOH
	Fortes	Fracos
Bases	NaOH , KOH , Ca(OH)_2	NH_4OH , AgOH , Al(OH)_3 , Mg(OH)_2

Com base nessas informações, responda às questões **1** a **9**.

Escreva a fórmula de cada um dos seguintes sais e indique se suas soluções aquosas apresentam pH igual, maior ou menor do que 7:

1. cloreto de amônio;
2. cloreto de sódio;
3. nitrato de potássio;
4. nitrato de prata;
5. bicarbonato de potássio;
6. acetato de cálcio.

Equacione a hidrólise dos seguintes sais:

7. acetato de sódio;
8. nitrato de prata;
9. sulfato de alumínio.

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UFMS) Certos sais podem produzir soluções básicas, quando dissolvidos em água. Escolha, dentre os sais abaixo, aquele que se enquadra na proposição acima.

- a) NaCl
- ☒ b) Na_2CO_3
- c) NaNO_3
- d) Na_2SO_4
- e) NH_4Cl

2. (ITA-SP) Indique a opção que apresenta um sal que, quando dissolvido em água, produz uma solução aquosa ácida.

- a) Na_2CO_3
- b) CH_3COONa
- ☒ c) NH_4Cl
- d) $\text{Mg(ClO}_4)_2$
- e) NaF

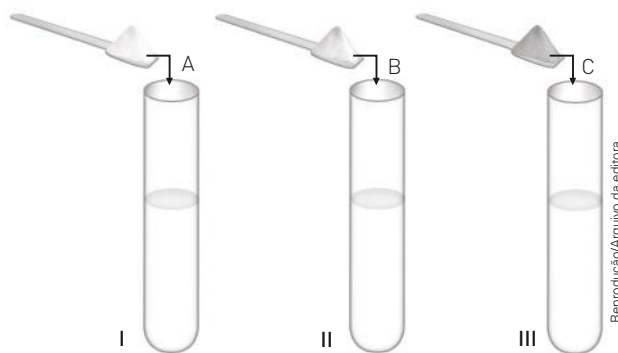
Dadas as soluções aquosas:

- I. KCN
- II. AgNO_3
- III. NH_4Cl
- IV. Na_2CO_3
- V. KCl
- VI. NH_4CN

Responda às questões **3** a **8**.

3. Quais soluções apresentam caráter ácido?
4. Quais soluções apresentam caráter alcalino?
5. Em qual solução não ocorre hidrólise?

6. Em quais soluções somente o cátion se hidrolisa?
7. Em quais soluções somente o ânion se hidrolisa?
8. Em qual solução ocorre hidrólise do cátion e do ânion?
9. (Vunesp-SP) Em uma bancada de laboratório encontram-se três tubos de ensaio numerados de I a III, contendo volumes iguais de água. Alguns cristais de acetato de sódio (A), cloreto de sódio (B) e cloreto de amônio (C) são adicionados nos tubos I, II e III, respectivamente.



Reprodução/Arquivo da editora

Ao medir o pH das soluções aquosas resultantes nos tubos de ensaio I, II e III, deve-se verificar que:

- a) $\text{I} < 7$; $\text{II} = 7$; $\text{III} > 7$.
- b) $\text{I} < 7$; $\text{II} < 7$; $\text{III} = 7$.
- ☒ c) $\text{I} > 7$; $\text{II} = 7$; $\text{III} < 7$.
- d) $\text{I} = 7$; $\text{II} = 7$; $\text{III} > 7$.
- e) $\text{I} > 7$; $\text{II} < 7$; $\text{III} = 7$.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Na apresentação de um projeto de química sobre reatividade de produtos caseiros, vinagre e bicarbonato de sódio (NaHCO_3) foram misturados em uma garrafa plástica; em seguida, uma bexiga vazia foi acoplada à boca da garrafa. A imagem apresenta o momento final do experimento.



10. (UEA-AM) O pH de soluções aquosas de vinagre e o pH de soluções aquosas de bicarbonato de sódio são, respectivamente,
- ☒ a) menor que 7,0 e maior que 7,0.
 - ☐ b) maior que 7,0 e maior que 7,0.
 - ☐ c) maior que 7,0 e menor que 7,0.
 - ☐ d) 7,0 e maior que 7,0.
 - ☐ e) menor que 7,0 e 7,0.

11. (Cefet-MG) Um professor de Química propôs a manipulação de um indicador ácido-base que se comportasse da seguinte maneira:

pH	Cor da solução
< 7	amarela
= 7	alaranjada
> 7	vermelha

As cores das soluções aquosas de NaCN , NaCl e NH_4Cl , na presença desse indicador, são, respectivamente

- ☐ a) amarela, alaranjada e vermelha.
 - ☐ b) amarela, vermelha e alaranjada.
 - ☒ c) vermelha, alaranjada e amarela.
 - ☐ d) alaranjada, amarela e vermelha.
 - ☐ e) alaranjada, amarela e alaranjada.
12. (UPE) Em um aquário onde a água apresentava pH igual a 6,0, foram colocados peixes ornamentais procedentes de um rio cuja água tinha pH um pouco acima de 7,0. Em razão disso, foi necessário realizar uma correção do pH dessa água. Entre as substâncias a seguir, qual é a mais indicada para tornar o pH da água desse aquário mais próximo do existente em seu ambiente natural?

- a) KBr
- b) NaCl
- c) NH_4Cl
- ☒ d) Na_2CO_3
- e) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

13. (UFSM-RS) No lugar de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, outros compostos da tabela a seguir poderiam ser usados para ter o mesmo efeito antiácido. São eles:

	Composto
A	NaHCO_3
B	NaCl
C	CaCO_3
D	NH_4Cl

- a) A e B.
 - ☒ b) A e C.
 - ☐ c) B e C.
 - ☐ d) B e D.
 - ☐ e) C e D.
14. (Vunesp-SP) Em um estudo sobre extração de enzimas vegetais para uma indústria de alimentos, o professor solicitou que um estudante escolhesse, entre cinco soluções salinas disponíveis no laboratório, aquela que apresentasse o mais baixo valor de pH. Sabendo que todas as soluções disponíveis no laboratório são aquosas e equimolares, o estudante deve escolher a solução de:
- a) $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$
 - b) K_3PO_4
 - c) Na_2CO_3
 - d) KNO_3
 - ☒ e) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
15. (UFC-CE) Considere três soluções aquosas, A, B e C, todas a 25 °C. Medidas de pH destas soluções mostraram os seguintes resultados:

Solução	pH
A	> 7,0
B	7,0
C	< 7,0

Considerando as espécies NaCl , NH_4Cl , NaF , CH_3COONa , NaCN , NaNO_3 e LiSO_4 , é correto afirmar que as soluções A, B e C são respectivamente:

- a) NaCl , NaNO_3 e NaCN
- ☒ b) NaCN , NaNO_3 e NH_4Cl
- ☐ c) NaNO_3 , CH_3COONa e NaCl
- ☐ d) LiSO_4 , NH_4Cl e NaNO_3
- ☐ e) NaF , NaCN e CH_3COONa

16. (UFPB) Os solos brasileiros, em uma maioria, são ácidos, dificultando a cultura de várias espécies de plantas, e são caracterizados por baixas concentrações de íons Ca^{2+} e Mg^{2+} e por valores elevados do cátion Al^{3+} .

Esse problema é corrigido mediante o processo conhecido como calagem, que consiste na incorporação ao solo de substâncias que se hidrolisam e corrigem a acidez.

Com base nessas informações, é correto afirmar que o sal apropriado para a redução da acidez do solo é:

- a) NH_4Cl
 x b) CaCO_3
 c) CaCl_2
 d) MgSO_4
 e) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
17. (Enem) A formação frequente de grandes volumes de pirita (FeS_2) em uma variedade de depósitos minerais favorece a formação de soluções ácidas ferruginosas, conhecidas como "drenagem ácida de minas".
- Esse fenômeno tem sido bastante pesquisado pelos cientistas e representa uma grande preocupação entre os impactos da mineração no ambiente. Em contato com oxigênio, a 25 °C, a pirita sofre reação, de acordo com a equação química:
- $$4 \text{FeS}_2 (\text{s}) + 15 \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$$

FIGUEIREDO, B. R. *Minérios e ambiente*. Campinas: Unicamp, 2000.

Para corrigir os problemas ambientais causados por essa drenagem, a substância mais recomendada a ser adicionada ao meio é o:

- a) sulfeto de sódio.
 b) cloreto de amônio.
 c) dióxido de enxofre.
 d) dióxido de carbono.
 x e) carbonato de cálcio.
18. (Uerj) A amônia gasosa reage com o cloreto de hidrogênio gasoso segundo a equação química a seguir:



Considere que o cloreto de amônio formado foi dissolvido em água. A essa solução foi adicionado um indicador, cuja cor varia em função do pH, conforme a tabela a seguir.

cor	pH (a 25 °C)
amarelo	menor que 7
verde	igual a 7
azul	maior que 7

Indique a cor da solução após a adição do indicador e escreva a equação química que representa a hidrólise de cloreto de amônio.

19. (UFC-CE) Considere o equilíbrio químico que se estabelece a partir de uma solução de acetato de sódio 0,1 mol/L em meio aquoso, sabendo que o seu grau de hidrólise é 0,1%.

a) Copie e preencha corretamente a tabela a seguir com a concentrações em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CH_3COO^- , CH_3COOH e OH^- . Considere a constante de concentração de H_2O .

	CH_3COO^-	CH_3COOH	OH^-
no início	0,1 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
quantidade consumida ou formada	10^{-4} mol/L	10^{-4} mol/L	10^{-4} mol/L
no equilíbrio	$\cong 0,1$ mol/L	10^{-4} mol/L	10^{-4} mol/L

b) Qual é o valor da constante de hidrólise para a solução de acetato de sódio 0,1 mol/L na condição de equilíbrio?

20. (Unifesp) O nitrito de sódio, NaNO_2 , é um dos aditivos mais utilizados na conservação de alimentos. É um excelente agente antimicrobiano e está presente em quase todos os alimentos industrializados à base de carne, tais como presuntos, mortadelas, salames, entre outros. Alguns estudos indicam que a ingestão desse aditivo pode proporcionar a formação no estômago de ácido nitroso e este desencadear a formação de metabólitos carcinogênicos.

Dada a constante de hidrólise: $K_h = K_w/K_a$ e considerando as constantes de equilíbrio $K_a (\text{HNO}_2) = 5 \cdot 10^{-4}$ e $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$, a 25 °C, o pH de uma solução aquosa de nitrito de sódio $5 \cdot 10^{-2}$ mol/L nesta mesma temperatura tem valor aproximadamente igual a:

- a) 10
 x b) 8
 c) 6
 d) 4
 e) 2

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFJF-MG) Uma substância A é misturada a uma solução de fenolftaleína. Após a completa homogeneização, observa-se o aparecimento de uma coloração rosa, indicando a presença de base. Uma outra substância B é misturada a essa solução, e observa-se que a coloração rosa passou a incolor. Baseando-se nessas observações, pode-se inferir que:

- a) A = sal de cozinha (NaCl) e B = vinagre (ácido acético).
- ☒ b) A = bicarbonato de sódio (NaHCO_3) e B = ácido muriático (HCl).
- c) A = soda cáustica (NaOH) e B = antiácido Maalox ($\text{Al}(\text{OH})_3$).
- d) A = amoníaco (NH_4OH) e B = leite de magnésia ($\text{Mg}(\text{OH})_2$).
- e) A = suco de limão (ácido cítrico) e B = vitamina C (ácido ascórbico).

2. (UFRGS-RS) Uma solução de cor violeta obtida pela fervura das folhas de repolho-roxo pode ser utilizada como indicador ácido-base. Em soluções com pH menor que 6, esse indicador adquire coloração vermelha; em soluções com pH maior que 9, ele adquire coloração verde.

Assinale a alternativa que apresenta corretamente as cores que as soluções aquosas de NH_4Cl , Na_2CO_3 e CaSO_4 adquirem na presença desse indicador.

	NH_4Cl	Na_2CO_3	CaSO_4
☒ a)	vermelho	verde	violeta
b)	violeta	verde	vermelho
c)	verde	vermelho	violeta
d)	violeta	vermelho	verde
e)	vermelho	violeta	verde

3. (UPM-SP) O pH dos solos varia de 3,0 a 9,0 e para a grande maioria das plantas a faixa de pH de 6,0 a 6,5 é a ideal, porque ocorre um ponto de equilíbrio no qual a maioria dos nutrientes permanecem disponíveis às raízes. A planta *Camellia japonica*, cuja flor é conhecida como camélia, prefere solos ácidos para o seu desenvolvimento.

Uma dona de casa plantou, em seu jardim, uma cameleira e a mesma não se desenvolveu satisfatoriamente, pois o solo de seu jardim estava muito alcalino. Sendo assim, foi-lhe recomendado que usasse uma substância química que diminuísse o pH do solo para obter o desenvolvimento pleno dessa planta.

De acordo com as informações anteriores, essa substância química poderá ser:

- a) CaCO_3
- b) KNO_3
- ☒ c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- d) NaNO_3
- e) MgCO_3

4. (UPE)



Reprodução/UPE, 2014.

Há um lago na Tanzânia, África, com um segredo mortal: ele transforma qualquer animal que o toca em pedra. O raro fenômeno é causado pela composição química do lago. Suas águas possuem um pH extremamente alcalino, entre 9 e 10,5 sendo tão cáustico que pode queimar a pele e os olhos dos animais não adaptados a ele. A alcalinidade da água vem dos minerais que correm para o lago a partir das colinas circundantes.

(Disponível em: <http://gizmodo.uol.com.br/lago-pedra>. Adaptado)

Entre os componentes listados abaixo, qual se adapta como constituinte natural para contribuir com as características citadas no texto?

- a) NaBr
- b) NaCl
- ☒ c) Na_2CO_3
- d) Na_2SO_4
- e) NaNO_3

5. (UFJF-MG)

“Um caminhão (...), com 17,6 metros cúbicos de ácido sulfúrico colidiu com outro caminhão, (...), provocando o vazamento de todo o ácido. O produto percorreu o sistema de drenagem e atingiu o córrego Piçarrão. O ácido ficou contido em uma pequena parte do córrego, (...), o que possibilitou aos técnicos a neutralização do produto.”

Fonte: http://www.cetesb.sp.gov.br/noticentro/2008/05/30_vazamento.pdf. Acesso em 26/Out/2016.

Para minimizar os problemas ambientais causados pelo acidente descrito acima, indique qual dos sais abaixo pode ser utilizado para neutralizar o ácido sulfúrico:

- a) Cloreto de sódio.
- b) Cloreto de amônio.
- ☒ c) Carbonato de cálcio.
- d) Sulfato de magnésio.
- e) Brometo de potássio.

6. (Enem)

Em um experimento, colocou-se água até a metade da capacidade de um frasco de vidro e, em seguida, adicionaram-se três gotas de solução alcoólica de fenolftaleína. Adicionou-se bicarbonato de sódio comercial, em pequenas quantidades, até que a solução se tornasse rosa. Dentro do frasco, acendeu-se um palito de fósforo, o qual foi apagado assim que a cabeça terminou de queimar. Imediatamente, o frasco foi tampado. Em seguida, agitou-se o frasco tampado e observou-se o desaparecimento da cor rosa.

MATEUS, A. L. *Química na cabeça*. Belo Horizonte. UFMG, 2001 (adaptado)

A explicação para o desaparecimento da cor rosa é que, com a combustão do palito de fósforo, ocorreu o(a)

- ☒ a) formação de óxidos de caráter ácido.
- b) evaporação do indicador fenolftaleína.
- c) vaporização de parte da água do frasco.
- d) vaporização dos gases de caráter alcalino.
- e) aumento do pH da solução no interior do frasco.

7. (Enem) Visando minimizar impactos ambientais, a legislação brasileira determina que resíduos químicos lançados diretamente no corpo receptor tenham pH entre 5,0 e 9,0. Um resíduo líquido aquoso gerado em um processo industrial tem concentração de íons hidroxila igual a $1,0 \cdot 10^{-10}$ mol/L. Para atender a legislação, um químico separou as seguintes substâncias, disponibilizadas no almoxarifado da empresa: CH_3COOH , Na_2SO_4 , CH_3OH , K_2CO_3 e NH_4Cl .

Para que o resíduo possa ser lançado diretamente no corpo receptor, qual substância poderia ser empregada no ajuste do pH?

- a) CH_3COOH
- b) Na_2SO_4
- c) CH_3OH
- ☒ d) K_2CO_3
- e) NH_4Cl

8. (UFRGS-RS) Para obter um bom azeite, são necessárias azeitonas de qualidade provenientes de um olival bem tratado. Portugal destaca-se por produzir excelentes azeitonas cujos olivais são plantados em um solo com valores de pH próximos de 8,0. Atualmente empresários gaúchos têm investido no plantio de oliveiras. No Rio Grande do Sul, onde o pH do solo varia entre 4,0 a 5,0, estudos indicaram a necessidade de elevar o pH do solo a no mínimo 6,5, a fim de viabilizar o plantio das oliveiras com boa produtividade. Sobre esses dados, são feitas as seguintes afirmações.

- I. A concentração de OH^- em um solo português com $\text{pH} = 8$ é na ordem de $10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- II. O solo português é mais ácido que o solo gaúcho.
- III. A correção do solo gaúcho pode ser feita através da adição de calcário, a fim de obter um solo com $\text{pH} = 6,5$.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.
- ☒ c) Apenas I e III.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

9. (Unisc-RS) A partir dos reagentes dispostos na coluna A relacione-os com os fenômenos descritos na coluna B.

Coluna A	Coluna B
1. $\text{Mg (s)} + \text{H}_2\text{SO}_4$	() formação de precipitado
2. $\text{CH}_3\text{COONa (s)} + \text{H}_2\text{O}$	() liberação de gás
3. $\text{NaCl (s)} + \text{NaOH}$	() o pH da solução torna-se alcalino
4. $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3$	() não há formação de novos compostos

A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

- a) 1 – 2 – 3 – 4.
- b) 4 – 3 – 2 – 1.
- c) 4 – 2 – 1 – 3.
- ☒ d) 4 – 1 – 2 – 3.
- e) 2 – 1 – 3 – 4.

10. (PUC-RJ) Sobre uma bancada, há cinco frascos de soluções aquosas de um ácido, bases e sais na temperatura de 25 °C. Nessa temperatura, o produto iônico da água (K_w) é $1,0 \cdot 10^{-14}$. Assim, a concentração de H^+ , em $\text{mol} \cdot L^{-1}$, representada por $[H^+]$, na solução de

- a) ácido acético é menor que 10^{-7}
- x b) cloreto de amônio é maior que 10^{-7}
- c) hidróxido de amônio é maior que 10^{-7}
- d) cloreto de potássio é maior que 10^{-7}
- e) hidróxido de potássio é maior que 10^{-7}

11. (Enem) Fertilizantes químicos mistos, denominados NPK, são utilizados para aumentar a produtividade agrícola, por fornecerem os nutrientes nitrogênio, fósforo e potássio, necessários para o desenvolvimento das plantas. A quantidade de cada nutriente varia de acordo com a finalidade do adubo. Um determinado adubo NPK possui, em sua composição, as seguintes substâncias: nitrato de amônio (NH_4NO_3), ureia ($CO(NH_2)_2$), nitrato de potássio (KNO_3), fosfato de sódio (Na_3PO_4) e cloreto de potássio (KCl).

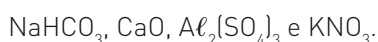
A adição do adubo descrito provocou diminuição no pH de um solo. Considerando o caráter ácido/básico das substâncias constituintes desse adubo, a diminuição do pH do solo deve ser atribuída à presença, no adubo, de uma quantidade significativa de

- a) ureia.
- b) fosfato de sódio.
- x c) nitrato de amônio.
- d) nitrato de potássio.
- e) cloreto de potássio.

12. (Uerj) Hortênsias são flores cujas cores variam de acordo com o pH do solo, conforme indica a tabela:

Faixa de pH do solo	Coloração
menor que 7	azul
igual a 7	vermelha
maior que 7	rosa

Considere os seguintes aditivos utilizados na plantação de hortênsias em um solo neutro:



Indique a cor das flores produzidas quando se adiciona KNO_3 a esse solo e a fórmula química do

aditivo que deve ser acrescentado, em quantidade adequada, para produzir hortênsias azuis.

Em seguida, dentre os aditivos, nomeie o óxido e apresente a equação química completa e balanceada da sua reação com a água.

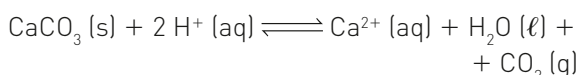
13. (Fuvest-SP) Um botânico observou que uma mesma espécie de planta podia gerar flores azuis ou rosadas. Decidiu então estudar se a natureza do solo poderia influenciar a cor das flores. Para isso, fez alguns experimentos e anotou as seguintes observações:

- I. Transplantada para um solo cujo pH era 5,6, uma planta com flores rosadas passou a gerar flores azuis.
- II. Ao adicionar um pouco de nitrato de sódio ao solo em que estava a planta com flores azuis, a cor das flores permaneceu a mesma.
- III. Ao adicionar calcário moído ($CaCO_3$) ao solo em que estava a planta com flores azuis, ela passou a gerar flores rosadas.

Considerando essas observações, o botânico pôde concluir que:

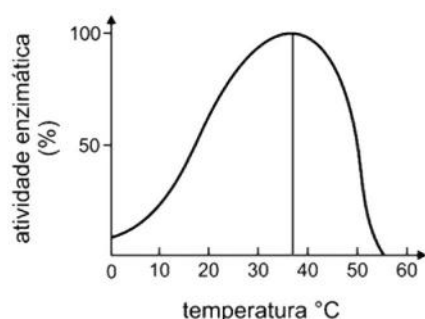
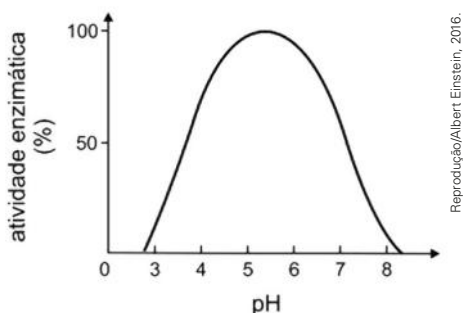
- x a) em um solo mais ácido do que aquele de pH 5,6, as flores da planta seriam azuis.
- b) a adição de solução diluída de $NaCl$, ao solo, de pH 5,6, faria a planta gerar flores rosadas.
- c) a adição de solução diluída de $NaHCO_3$ ao solo em que está a planta com flores rosadas, faria com que ela gerasse flores azuis.
- d) em um solo de pH 5,0, a planta com flores azuis geraria flores rosadas.
- e) a adição de solução diluída de $Al(NO_3)_3$ ao solo em que está uma planta com flores azuis, faria com que ela gerasse flores rosadas.

14. (Unifesp) Na agricultura, é comum a preparação do solo com a adição de produtos químicos, tais como carbonato de cálcio ($CaCO_3$) e nitrato de amônio (NH_4NO_3). A calagem, que é a correção da acidez de solos ácidos com $CaCO_3$, pode ser representada pela equação:



- a) Explique como se dá a disponibilidade de íons cálcio para o solo durante a calagem, considerando solos ácidos e solos básicos. Justifique.
- b) Qual o efeito da aplicação do nitrato de amônio na concentração de íons H^+ do solo?

15. [Fac. Albert Einstein-SP] A lisozima é uma enzima presente nas lágrimas e nos mucos dos seres humanos. Ela apresenta uma função protetora muito importante, pois atua na hidrólise de carboidratos de alto peso molecular, destruindo a camada protetora da parede celular de muitas bactérias. A seguir são apresentados gráficos que relacionam a atividade da lisozima em função do pH e da temperatura.



Considerando os gráficos, a condição em que a lisozima apresenta a maior atividade enzimática corresponde a

- a) solução aquosa de HCl $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e temperatura 70°C .
 ✗ b) solução aquosa de NH_4Cl $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e temperatura 37°C .
 c) solução aquosa de H_2SO_4 $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e temperatura 37°C .
 d) solução aquosa de NaOH $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e temperatura 10°C .
16. [UFG-GO] Considere os três recipientes, contendo 100 mL das soluções a seguir, todas de concentração $0,1 \text{ mol/L}$.



$\text{HCl} (\text{aq})$



$\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq})$



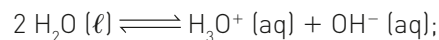
$\text{NH}_4\text{Cl} (\text{aq})$

Reprodução/Arquivo da editora

Explique, utilizando equações químicas, o que ocorrerá com o pH em cada um dos recipientes, ao acrescentar 100 mL de NaHCO_3 $0,1 \text{ mol/L}$ em cada um deles.

17. [UFMG] A amônia é um insumo para a indústria química.

- a) Escreva a equação química balanceada que representa o sistema em equilíbrio resultante da reação do íon amônio, $\text{NH}_4^+ (\text{aq})$, com água, que forma amônia aquosa, $\text{NH}_3 (\text{aq})$.
 b) Escreva a expressão da constante de equilíbrio, K , da reação indicada no item a, em função das concentrações das espécies nela envolvidas.
 c) O valor da constante de equilíbrio, K , expressa no item b, é igual a $1 \cdot 10^{-9}$. Calcule o valor do pH em que a concentração de NH_4^+ e a de NH_3 , em uma solução aquosa de cloreto de amônio, NH_4Cl , são iguais.
 d) Compare o valor da constante de equilíbrio, K , calculada no item c, com o da constante de equilíbrio, K_w , da reação



$$K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

Responda se uma solução aquosa de NH_4Cl é ácida, neutra ou básica. Justifique sua resposta.

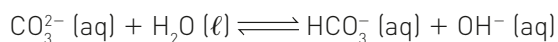
18. [Puccamp-SP]

Mares absorvem grande parte do CO_2 concentrado na atmosfera, tornando-se mais ácidos e quentes, segundo cientistas. A *Royal Society*, do Reino Unido, começou um estudo para medir os níveis de acidez dos oceanos sob a influência do aumento da concentração de dióxido de carbono. O CO_2 concentrado na atmosfera é responsável pelo efeito estufa.

Na água, elevando a acidez, o gás interfere na vida de corais e seres dotados de concha, assim como diminui a reprodução do plâncton, comprometendo a cadeia alimentar de animais marinhos.

(O Estado de S. Paulo, 24 ago. 2004.)

Em uma solução aquosa $0,10 \text{ mol/L}$ de carbonato de sódio ocorre a hidrólise do íon carbonato:



Constante de hidrólise, $K_h = 2,5 \cdot 10^{-4}$

Calculando-se, para essa solução, o valor de $[\text{OH}^-]$ em mol/L , encontra-se:

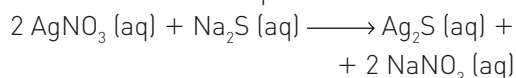
- ✗ a) $5 \cdot 10^{-3}$
 b) $4 \cdot 10^{-3}$
 c) $3 \cdot 10^{-3}$
 d) $2 \cdot 10^{-3}$
 e) $1 \cdot 10^{-3}$

19. (UEM-PR) Assinale o que for correto.

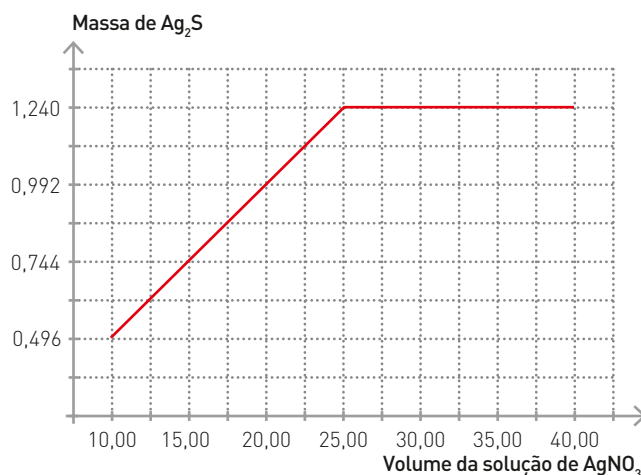
- 01) Dados os K_a dos ácidos HF ($K_a = 6,7 \cdot 10^{-4}$) e HCN ($K_a = 4 \cdot 10^{-10}$) pode-se afirmar que o ácido fluorídrico é mais forte que o ácido cianídrico.
- 02) Considerando equilíbrios iônicos, os valores de K_a e K_b somente variam com a temperatura nos casos de reações com variação de entalpia positiva (endotérmicas) e com a pressão no caso de reações em estado gasoso.
- 04) A lei da diluição de Ostwald estabelece que à medida que a concentração em quantidade de matéria por litro de solução, de uma dada substância, diminui, o grau de ionização dessa substância aumenta.
- 08) Na dissolução do NaCl em água ocorre uma hidrólise onde se forma o NaOH (aq).
- 16) Na hidrólise do NaCN (aq) forma-se uma solução de pH alcalino.

01, 04 e 16.

20. (Uerj) A equação balanceada a seguir representa a reação de dupla-troca entre o nitrato de prata e o sulfeto de sódio, na qual é formado o sal insolúvel sulfeto de prata.



Um experimento sobre análise quantitativa consistiu em gotear uma solução de AgNO_3 sobre uma solução de Na_2S , mantendo agitação constante. O volume da solução de AgNO_3 gotejado, em mililitros, e a massa de Ag_2S obtida, em gramas, foram registrados no gráfico ao lado.

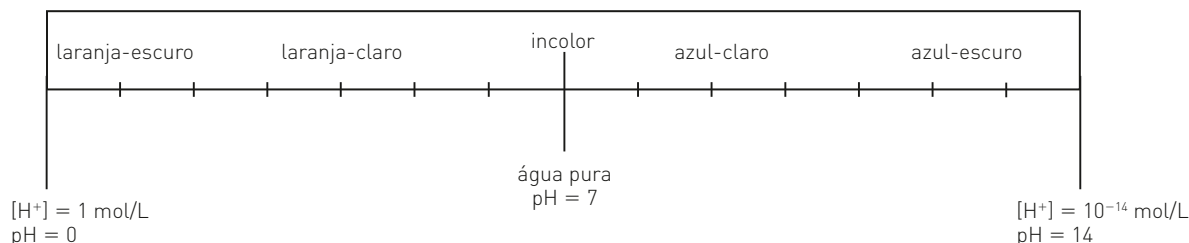


Reprodução/Arquivo da editora

a) Calcule a concentração da solução de AgNO_3 , em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) Indique o caráter da solução de sulfeto de sódio em relação a seu pH e escreva uma equação química que comprova esse caráter.

21. (Ufal) Um indicador ácido-base é uma substância cuja coloração depende do pH da solução aquosa, na qual está dissolvido. Um indicador universal, cuja coloração depende do pH, é representado abaixo:



Reprodução/Arquivo da editora

Considere soluções aquosas 0,10 mol/L de:

- ácido acético: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_{\text{eq}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- acetato de amônio: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$

(Dado: $\log \sqrt{1,8} = 0,13$)

Sabendo que para $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ a K_{eq} é também igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$, localize, em um indicador universal, as posições das soluções aquosas de ácido acético e acetato de amônio. Justifique.

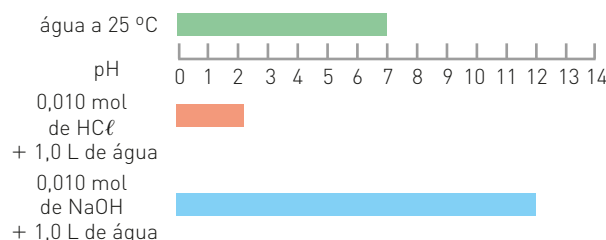
22. (ITA-SP) Em um recipiente que contém 50,00 mL de uma solução aquosa 0,100 mol/L em HCN foram adicionados 8,00 mL de uma solução aquosa 0,100 mol/L em NaOH. Dado: $K_a (\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$.

- a) Calcule a concentração de íons H^+ da solução resultante, deixando claros os cálculos efetuados e as hipóteses simplificadoras.
- b) Escreva a equação química que representa a reação de hidrólise dos íons CN^- .

Solução-tampão

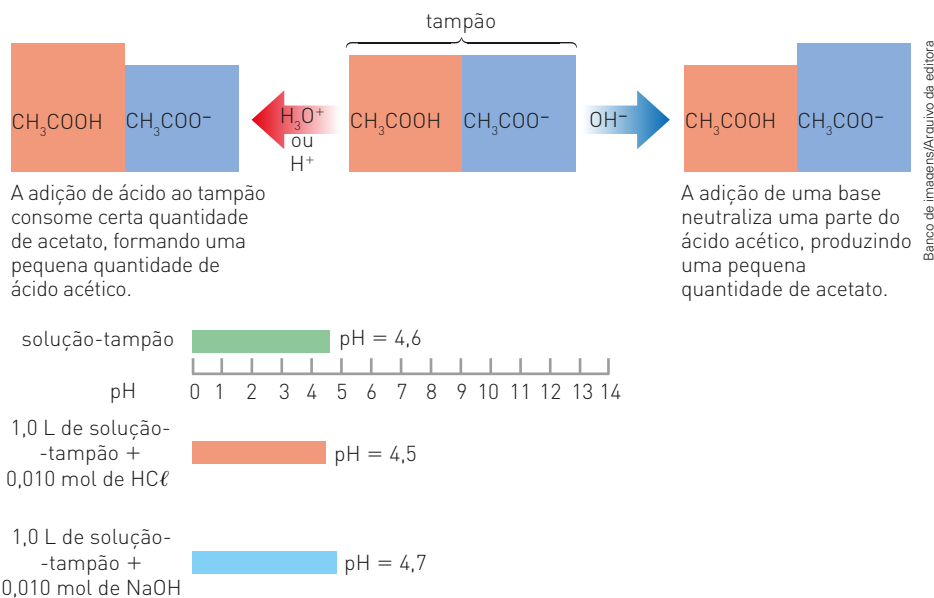
A adição de pequenas quantidades de ácido ou base à água pode provocar grandes variações de pH.

Veja as variações que ocorrem quando adicionamos separadamente, a 1,0 L de água a 25 °C, 0,010 mol de HCl e 0,010 mol de NaOH:



Existem soluções cujo pH não varia bruscamente com a adição de pequenas quantidades de ácido ou de base. Essas soluções são conhecidas por **soluções-tampão**.

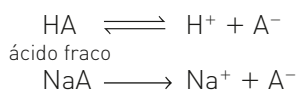
Veja as variações de pH que ocorrem quando adicionamos separadamente, a 1,0 L de solução-tampão que apresenta pH = 4,6 a 25 °C, 0,010 mol de HCl e 0,010 mol de NaOH.



Esse tipo de solução é formado por duas substâncias:

- ácido fraco e um sal desse ácido (tampão-ácido);
- base fraca e um sal dessa base (tampão-básico).

Para entender como funciona uma solução-tampão, vamos estudar uma solução genérica formada por um ácido fraco (HA) e por um sal desse ácido (NaA), que podemos representar assim:



Se a ela **adicionarmos uma base**, estaremos introduzindo OH^- . Esse OH^- vai consumir o H^+ do equilíbrio, fazendo com que o ácido não ionizado se ionize, repondo o H^+ consumido e evitando grandes variações de pH.

Se a ela **adicionarmos um ácido**, estaremos introduzindo H^+ . Esse H^+ vai consumir A^- que provém principalmente do sal, originando o ácido não ionizado e evitando grandes variações de pH.

Um exemplo típico de solução-tampão que contém o ácido acético (H_3CCOOH) é o sal acetato de sódio ($\text{H}_3\text{CCOO}^-\text{Na}^+$). Esse tampão é formado por concentrações iguais de ácido acético e sua base conjugada, o íon acetato, proveniente do sal.

O pH de uma solução-tampão se mantém praticamente constante quando as quantidades de ácido ou base adicionadas forem menores que as concentrações dos componentes do tampão.

Em muitas soluções, inclusive nas presentes em nosso corpo, o pH deve ser mantido em determinada faixa de valores. Por exemplo: o nosso sangue deve apresentar pH entre 7,3 e 7,5.

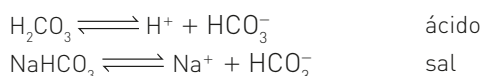
Se o pH sanguíneo variar acima ou abaixo dessa faixa, essa variação, mesmo sendo pequena, poderá causar sérios distúrbios ao organismo ou até mesmo levá-lo à morte.

O nosso sangue apresenta três soluções-tampão:

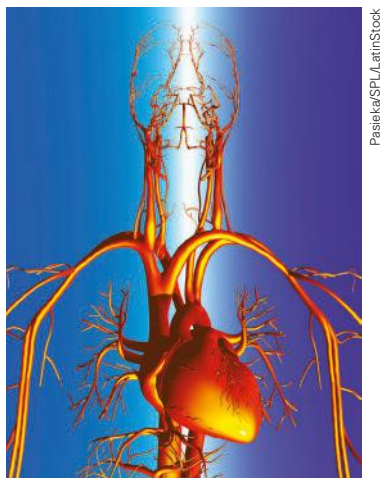
- 1) $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$;
- 2) $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$;
- 3) algumas proteínas.

Vamos estudar um dos tampões encontrados no sangue, formado por ácido carbônico (H_2CO_3) e bicarbonato de sódio (NaHCO_3).

A ação do tampão está relacionada aos equilíbrios existentes na solução. Observe:



Nessa solução, temos, simultaneamente, alta concentração de H_2CO_3 , e HCO_3^- proveniente da dissociação do sal.



/// O sangue transportado pelo sistema circulatório é mantido com pH de 7,4 pela ação de soluções-tampão.

Vamos ver como a solução-tampão consegue controlar o pH quando ela sofre a adição de pequenas quantidades de ácido ou de base.

a) Adição de ácido: suponha que certa quantidade de íons H^+ tenha sido introduzida no sangue. Esses íons vão se combinar com o ânion HCO_3^- proveniente do ácido e, principalmente, do sal, originando ácido carbônico (H_2CO_3) não ionizado.

b) Adição de base: suponha agora que certa quantidade de íons OH^- tenha sido introduzida no sangue. Esses íons vão retirar H^+ do equilíbrio do ácido (H_2CO_3), fazendo com que esse ácido se ionize e produza quantidade de H^+ suficiente para neutralizar o OH^- introduzido. Em nenhum dos casos ocorre variação significativa de pH.

Diferentes soluções-tampão atuam em diferentes valores de pH. Para calcular o pH desses tampões, a concentração do ânion do sal ou a concentração do ácido, usamos a equação de Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ânion do sal}]}{[\text{ácido}]}$$

Para a solução-tampão estudada no texto, teríamos:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

O pH de uma solução-tampão é controlado, primeiramente, pela força do ácido (K_a) e, num segundo momento, pelas quantidades relativas do ânion proveniente do sal e do ácido. Essa equação é válida quando a relação $[\text{ânion do sal}]/[\text{ácido}]$ for maior que 0,1 e menor que 10.

Para tampões formados por uma base fraca e um sal dessa base, o cálculo do pH da solução-tampão pode ser obtido pela expressão:

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pK}_a - \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

Exercício resolvido

Qual deve ser a concentração de íons acetato (H_3CCOO^-) presentes em soluções de ácido acético (H_3CCOOH) 0,500 mol/L para produzir uma solução com pH = 5,00?

(Dados: $\text{K}_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $-\log \text{K}_a = \text{pK}_a = 4,74$; $10^{0,26} = 1,8$.)

Solução

Uma das maneiras de se resolver esse tipo de exercício seria trabalhar com a constante de ionização do ácido e adequá-la ao tampão.

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [H_3CCOO^-]}{[H_3CCOOH]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{10^{-5} \cdot [H_3CCOO^-]}{0,5}$$

$$[H_3CCOO^-] = 0,9 \cdot \text{mol/L}$$

$$\text{pH} = 5 \Rightarrow [H^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[H_3CCOOH] = 0,500 \text{ mol/L}$$

Outra maneira de resolver o exercício seria aplicar a equação de Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{ânion do sal}]}{[\text{ácido}]}$$

$$5,00 = 4,74 + \log = \frac{[H_3CCOO^-]}{0,500} \Rightarrow 5,00 - 4,74 = \log \frac{[H_3CCOO^-]}{0,500} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 0,26 = \log \frac{[H_3CCOO^-]}{0,500} \Rightarrow 10^{0,26} = \frac{[H_3CCOO^-]}{0,500} \Rightarrow$$

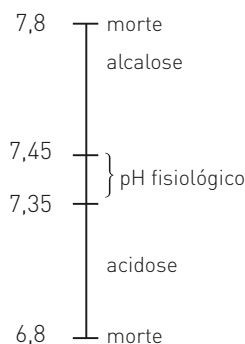
$$\Rightarrow [H_3CCOO^-] = 0,500 \cdot 1,8 \Rightarrow [H_3CCOO^-] = 0,9 \text{ mol/L}$$

Exercícios

1. (Puccamp-SP) No plasma sanguíneo há um sistema-tampão que contribui para manter seu pH dentro do estreito intervalo 7,35-7,45.

Valores de pH fora deste intervalo ocasionam perturbações fisiológicas:

Entre os sistemas químicos a seguir, qual representa um desses tampões?



- a) H_2CO_3/HCO_3^-
 b) H^+/OH^-
 c) HCl/Cl^-

- d) NH_3/OH^-
 e) glicose/frutose.

2. (UFPI) Qual dos pares seguintes é indicado para formar uma solução-tampão?

- a) ácido sulfúrico/sulfato de sódio
 b) ácido acético/acetato de sódio
 c) hidróxido de amônio/hidróxido de sódio
 d) ácido clorídrico/cloreto de sódio
 e) ácido propiônico/ácido butanoico

3. (UFPA) A adição de uma pequena quantidade de ácido ou base produzirá uma variação desprezível no pH da solução de:

- a) NH_4Cl .
 b) $NH_4Cl/NaOH$.
 c) NH_4Cl/HCl .

d) $NH_4Cl/NaCl$.

e) NH_4Cl/NH_4OH .

4. (UFMG) Considere as seguintes experiências:

I. O pH de um litro de sangue ($\approx 7,5$) sofre apenas pequena alteração quando lhe é adicionado 0,01 mol de NaOH (s).

II. O pH de um litro de água pura passa de 7 para 12, pela dissolução de 0,01 mol de NaOH (s). A alternativa que apresenta a explicação para a diferença de comportamento entre o sangue humano e a água pura é:

- a) As soluções fracamente ácidas resistem a variações de pH.
 b) As soluções fracamente básicas resistem a variações de pH.
 c) O NaOH (s) é insolúvel no sangue humano.
 d) O sangue e uma solução 0,01 mol/L de NaOH têm o mesmo pH.

e) O sangue humano é uma solução tamponada.

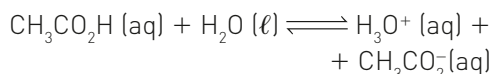
5. (PUC-PR) Em um recipiente adequado são misturados 100 cm³ de solução aquosa de ácido acético 0,1 M e 100 cm³ de solução aquosa de acetato de sódio 0,1 M.

Sobre o sistema resultante são feitas as afirmações a seguir. Indique a correta:

- a) A ionização do ácido acético não é afetada pelo acetato de sódio.
 b) O acetato de sódio presente no sistema favorece a ionização do ácido acético.

- x c) A adição de $0,1 \text{ cm}^3$ de solução aquosa de NaOH $0,1 \text{ M}$ não deve ocasionar variação significativa de pH no sistema.
- d) A adição de $0,1 \text{ cm}^3$ de solução aquosa de HCl $0,1 \text{ M}$ vai ocasionar uma variação significativa de pH no sistema.
- e) O pH do sistema independe da quantidade de acetato de sódio presente.

6. (UFMG) $1,00 \text{ mol}$ de ácido acético e $1,00 \text{ mol}$ de acetato de sódio são dissolvidos em água. O volume da solução é de $1,00 \text{ L}$ e seu pH igual a $4,74$. Se à solução for adicionado $0,0500 \text{ mol}$ de HCl, o pH passa a ser $4,27$. A mesma quantidade de HCl adicionada a 1 L de água pura faria o pH variar de $7,00$ para $1,30$. O sistema de ácido acético e acetato de sódio constitui uma solução-tampão, na qual ocorre o equilíbrio representado pela equação:

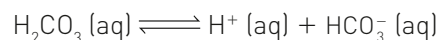
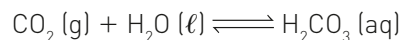


- Levando em conta esse equilíbrio, explique como a solução-tampão impede uma grande variação de pH, quando se adicionam a ela pequenas quantidades de ácido.
 - Explique como a solução-tampão reagirá à adição de pequenas quantidades de base.
7. (Unicap-PE) Suponha uma solução formada por $0,2 \text{ mol/litro}$ de ácido acético e $0,2 \text{ mol/litro}$ de acetato de sódio. (Dado: $K_a = 10^{-5}$.) Decida quais das afirmações a seguir são verdadeiras e quais são falsas.
- A solução constitui um sistema tamponado.
 - O pH da solução formada pelo ácido e o sal correspondente é 5.
 - O pH da solução, após a adição de pequenas quantidades de NaOH $0,1 \text{ M}$, é pouco maior que 5.
 - Se fossem adicionadas algumas gotas de um ácido forte, o pH seria pouco menor que 5.
 - Ao adicionar o NaOH, as hidroxilas são retiradas da solução pelas moléculas não ionizadas do ácido acético, evitando grande variação de pH.

8. (Unimontes-MG) O pH do sangue ($7,35$ - $7,45$) é controlado inicialmente pelo sistema tamponante ácido carbônico/hidrogenocarbonato. A razão $[\text{HCO}_3^-] : [\text{H}_2\text{CO}_3]$ normal no sangue é $20 : 1$. Quando essa razão aumenta, o pH do sangue sobe acima da faixa normal e tem-se uma

condição de alcalose. De modo contrário, quando a razão diminui, o pH do sangue decresce e tem-se a acidose.

As equações abaixo representam a dissolução do CO_2 em meio aquoso e a dissociação do ácido carbônico.



De acordo com essas informações, responda:

- Uma vez que a concentração molar de ácido carbônico, H_2CO_3 , é controlada pela respiração, o que acontece com o pH do sangue — aumenta, diminui ou não se altera — quando expiramos? Explique.
- Supondo que, em determinada situação, as concentrações em mol/L de HCO_3^- e H_2CO_3 , no sangue, são $1,25 \cdot 10^{-2}$ e $2,50 \cdot 10^{-3}$, respectivamente, tem-se uma condição de alcalose ou de acidose? Justifique sua resposta.

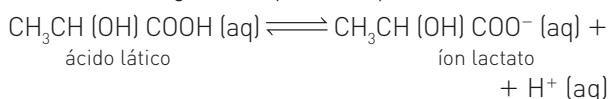
9. (UFPB) Soluções-tampão são sistemas químicos muito importantes na Medicina e na Biologia, visto que muitos fluidos biológicos necessitam de um pH adequado para que as reações químicas aconteçam apropriadamente.

O plasma sanguíneo é um exemplo de um meio tamponado que resiste a variações bruscas de pH quando se adicionam pequenas quantidades de ácidos ou bases.

Se a uma solução $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de ácido nitroso (HNO_2 , $K_a = 5 \cdot 10^{-4}$) for adicionado igual volume de nitrito de sódio (NaNO_2) também $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, determine:

- o pH da solução do ácido;
 - o pH da solução-tampão resultante depois da adição do sal à solução do ácido.
- (Dado: $\log 5 = 0,7$.)

10. (UFC-CE) Admite-se que a sensação de cansaço, após a prática de exercícios físicos, é consequência do acúmulo de ácido láctico ($K_a = 1,0 \cdot 10^{-4}$) nos músculos. Tal substância se dissocia, originando o seguinte equilíbrio químico:



Assumindo o valor do pH da corrente sanguínea, $\text{pH} = 7,0$, qual a razão entre as concentrações do íon lactato e do ácido láctico?

11. (UPE) Adicionou-se a 1,0 L de um tampão, constituído por ácido acético e acetato de sódio, contendo 0,30 mol de ácido e 0,30 mol de sal, uma quantidade de hidróxido de sódio sólido, que provocou um aumento de 0,30 no pH do tampão.

Adicionando-se a mesma quantidade de hidróxido de sódio a 1,0 L de água destilada, a 25 °C, o pH da solução alcalina será igual a:

Dados: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $\log 2 = 0,30$ e $\log 1,8 = 0,26$

- a) 8,5. d) 10,8.
b) 12,5. e) 11,5.
x c) 13,0.

12. (UPE) Preparou-se um tampão misturando-se X mL de uma solução de ácido acético 0,40 M com Y mL de uma solução de acetato de sódio 0,8 M. Os volumes em mL das soluções que devem ser misturadas para se obter 500,0 mL de um tampão de pOH = 8,96, são, respectivamente:

Dados:

$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $\log 2 = 0,30$ e $\log 1,8 = 0,26$

- a) 200,00 e 300,00. d) 300,00 e 200,00.
b) 400,00 e 100,00. e) 100,00 e 400,00.
x c) 250,00 e 250,00.

13. (UPE) Adiciona-se 0,01 mol de NaOH (s) a um litro de um tampão HA/A⁻, contendo 0,31 mol de HA e 0,59 mol de A⁻. O pH da solução resultante será:

Dados: $K_a = 10^{-4}$ e $\log 2 = 0,30$

- a) 3,70. d) 0,02.
x b) 4,30. e) 2,0.
c) 4,28.

14. (UPE) Preparou-se 1,0 L de um tampão, misturando-se 0,10 mol de um sal BA com 0,001 mol de um ácido fraco HA. O pH do tampão é igual a 5,85. Qual a K_a do ácido utilizado na preparação do tampão?

Dado: $10^{0,15} = 1,41$

- a) $1,51 \cdot 10^{-4}$ d) $1,85 \cdot 10^{-5}$
x b) $1,41 \cdot 10^{-4}$ e) $1,51 \cdot 10^{-5}$
c) $1,85 \cdot 10^{-4}$

15. (Unirio-RJ) Uma solução-tampão é preparada a partir de 6,4 g de NH_4NO_3 e 0,10 L de solução aquosa 0,080 mol/L de NH_4OH . Sendo assim, determine:

- a) o pH desta solução;
b) o pH após a adição de 700 mL de água destilada à solução-tampão, justificando com os cálculos. (Dados: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $\log 1,8 = 0,26$; H = 1; N = 14; O = 16.)

16. (UFPR) A forma dos fios do cabelo (liso ou ondulado) se deve à forma das estruturas proteicas da queratina. Promovendo reações químicas nas ligações dissulfeto (RSSR) presentes na proteína, é possível alterar sua estrutura e com isso mudar a forma do cabelo. O método baseia-se na redução dos grupos RSSR a RSH, por uma solução do ácido tioglicólico (também conhecido como ácido 2-mercaptoacético ou ácido 2-mercaptoetanoico) em uma solução de amônia (pH 9). Feito isso, os fios de cabelo ficam "livres" para serem moldados na forma desejada. Na sequência, uma solução de água oxigenada (solução de peróxido de hidrogênio, H_2O_2) promove a oxidação dos grupos RSH novamente a RSSR, "congelando" a estrutura das proteínas na forma moldada.

Acerca das informações fornecidas, pede-se:

Sabendo que o pKa do ácido tioglicólico é 3,73, calcule a razão de concentração entre as espécies desprotonada e protonada do ácido tioglicólico em pH 9, condição da solução de amônia descrita no texto.

17. (UFPE) O ácido láctico apresenta $pK_a = 3,82$. Qual o valor aproximado do pH de uma solução de ácido láctico 0,1 mol L⁻¹ em água? Assinale o inteiro mais próximo de sua resposta após multiplicá-la por 10 (dez).

18. (UFF-RJ) A fenolftaleína, incolor, é um indicador ácido-base utilizado nas titulações com o objetivo de caracterizar a acidez da solução. Sua coloração muda de incolor para rósea em pH 8,00 e é completamente rósea quando o pH alcança o valor 9,80. Determine se a fenolftaleína assumirá coloração rósea permanente:

- a) em uma solução que contém 1,0 mL de hidróxido de amônio 0,10 M, dissolvido em 25,0 mL de água pura. **rósea**
b) na mesma solução anterior, sabendo-se que a ela foi adicionado 0,10 g de cloreto de amônio. Considere que $K_b = 1,00 \cdot 10^{-5}$ e despreze a adição de volumes. **incolor**

Titulação ácido-base

Vamos estudar três tipos de reações envolvendo neutralização, com a finalidade de construir as diferentes curvas de titulação.

Uma curva de titulação ácido-base é obtida utilizando-se um pHmetro e anotando-se os valores de pH e a quantidade de ácido adicionado à base, ou a quantidade de base adicionada ao ácido.

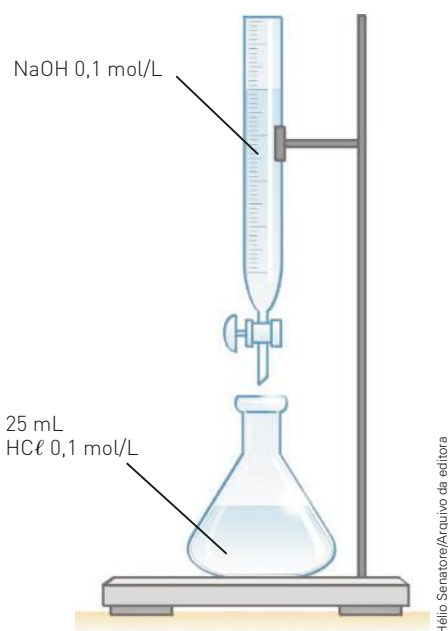
Titulação de ácido forte e base forte

Vamos considerar a titulação envolvendo o HCl (aq) e o NaOH (aq).

A reação que ocorre pode ser representada por:



Adicionaremos nesse experimento uma solução 0,1 mol/L de NaOH , contida na bureta, a 25 mL de uma solução 0,1 mol/L de HCl , contida no erlenmeyer.

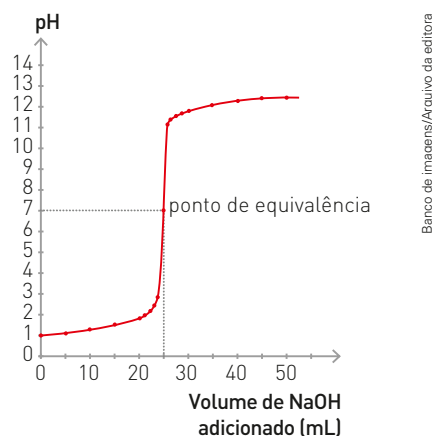


No início da titulação no erlenmeyer, temos somente HCl 0,1 mol/L. Portanto, o seu pH é igual a 1. À medida que adicionamos NaOH , o pH da solução gradualmente aumenta. Quando o volume de NaOH adicionado chega a 25 mL, ocorre a neutralização total do ácido e da base, e é atingido o ponto de equivalência ($\text{pH} = 7$). A partir daí, a adição de mais uma gota de NaOH à solução neutra provocará aumento brusco do pH, pois a solução terá se tornado básica.

Equilíbrio ácido-base e equilíbrio de solubilidade	
Volume de NaOH adicionado (mL)	pH
0,0	1,00
5,0	1,18
10,0	1,37
15,0	1,60
20,0	1,95
22,0	2,20
24,0	2,69
25,0	7,00
26,0	11,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Fonte: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 10. ed. New York. McGraw-Hill, 2009.

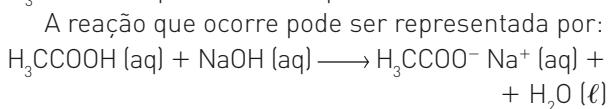
/// A tabela da curva de titulação mostra os valores de pH da solução resultante da adição de NaOH à solução de HCl , para vários valores de NaOH adicionados.



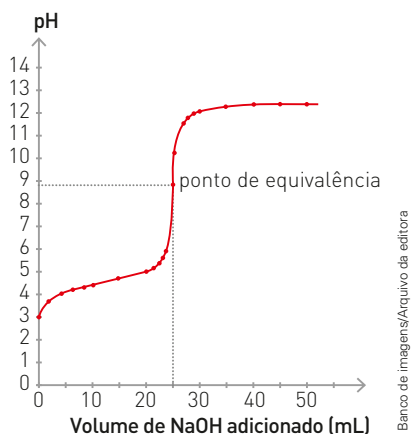
Em uma titulação ácido-base, dizemos que é atingido o ponto de equivalência no instante em que a reação ocorreu em proporção estequiométrica.

Titulação de um ácido fraco e uma base forte

Vamos considerar a titulação envolvendo H_3CCOOH (aq) e o NaOH (aq).



Nesse experimento, adicionaremos uma solução 0,1 mol/L de NaOH, contida na bureta, a 25 mL de uma solução 0,1 mol/L de H_3CCOOH .



Volume de NaOH adicionado (mL)	pH
0,0	2,87
5,0	4,14
10,0	4,57
15,0	4,92
20,0	5,35
22,0	5,61
24,0	6,12
25,0	8,72
26,0	10,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Fonte: CHANG, Raymond. *Chemistry*. 10. ed. New York. McGraw-Hill, 2009.

No erlenmeyer temos:

$$25 \text{ mL} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \quad \text{H}_3\text{CCOOH} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ L} \text{ ————— } 0,1 \text{ mol H}_3\text{CCOOH}$$

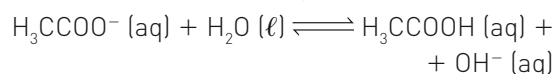
$$25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \text{ ————— } x$$

$$x = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{CCOOH}$$

Como nessa reação a proporção estequiométrica é de 1 : 1, para neutralizarmos $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de H_3CCOOH são necessários $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de NaOH. Essa quantidade está presente em 25 mL de NaOH 0,1 mol/L. Nesse instante é atingido o ponto de equivalência.

No gráfico, notamos que no ponto de equivalência o pH é maior do que 7 (pH = 8,72). Isso se deve à

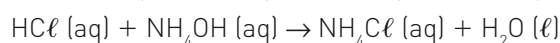
hidrólise do sal proveniente de base forte e ácido fraco, o acetato de sódio ($\text{H}_3\text{CCOO}^-\text{Na}^+$).



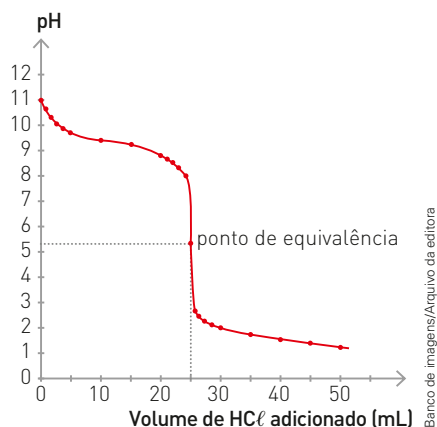
Titulação de ácido forte e base fraca

Vamos considerar a titulação envolvendo o HCl (aq) e o NH_4OH (aq).

A reação que ocorre pode ser representada por



Nesse experimento, adicionaremos uma solução 0,1 mol/L de HCl , contida na bureta, a 25 mL de uma solução de NH_4OH 0,1 mol/L contida no erlenmeyer.

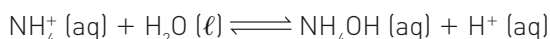


Volume de HCl adicionado (mL)	pH
0,0	11,13
5,0	9,86
10,0	9,44
15,0	9,08
20,0	8,66
22,0	8,39
24,0	7,88
25,0	5,28
26,0	2,70
28,0	2,22
30,0	2,00
35,0	1,70
40,0	1,52
45,0	1,40
50,0	1,30

Fonte: Chang, Raymond. *Chemistry*. 10. ed. New York. McGraw-Hill, 2009.

Como nessa reação a proporção estequiométrica é de 1 : 1, e os reagentes apresentam a mesma concentração (0,1 mol/L), para neutralizar 25 mL de NH_4OH 0,1 mol/L, isto é, atingir o ponto de equivalência, devemos adicionar 25 mL de HCl 0,1 mol/L.

Notamos no gráfico que, no ponto de equivalência, o pH é menor do que 7 ($\text{pH} = 5,28$). Isso se deve à hidrólise do sal proveniente de um ácido forte e uma base fraca, o cloreto de amônio (NH_4Cl):



- Não é comum estudar a titulação de ácido fraco e base fraca devido às hidrólises tanto do cátion como do ânion.

A determinação do ponto de equivalência pode ser feita utilizando um pH neutro ou um indicador apropriado, cuja faixa de viragem contenha o pH do

ponto de equivalência. Veja alguns indicadores adequados aos três casos de titulações estudados.

Titulação de ácido forte e base forte

Ponto de equivalência $\text{pH} = 7$

Nesse caso, o indicador ideal deve ter uma faixa de viragem ao redor do $\text{pH} = 7$. Porém, como nessas titulações o pH muda rapidamente em uma grande faixa de valores, a maioria dos indicadores pode ser usada.

Titulação de ácido fraco e base forte

Ponto de equivalência $\text{pH} > 7$

Nesse caso, o indicador deve ter uma faixa de viragem com pH maior do que 7, como a fenolftaleína ($\frac{\text{pH}}{8,2 \quad 10}$).

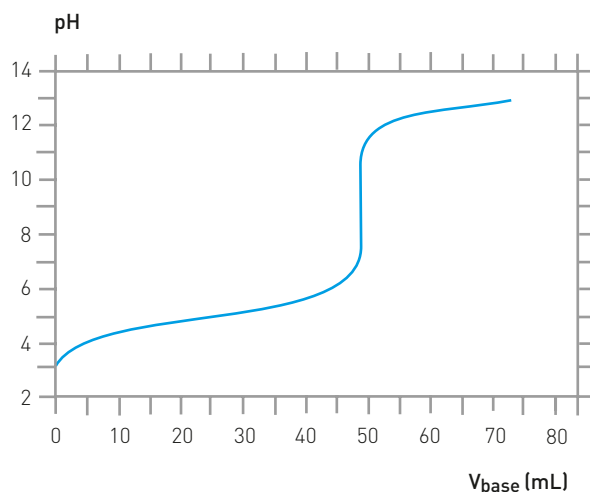
Titulação de ácido forte e base fraca

Nesse caso, o indicador deve ter uma faixa de viragem com pH menor do que 7, como o azul de bromotimol ($\frac{\text{pH}}{6 \quad 7,6}$).

Exercício resolvido

Considere a curva de titulação a seguir, de um ácido fraco com uma base forte.

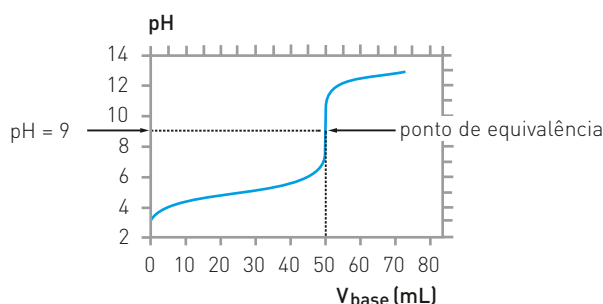
- Qual o valor do pH no ponto de equivalência?
- Em qual(is) intervalo(s) de volume de base adicionado o sistema se comporta como tampão?
- Em qual valor de volume de base adicionado o pH é igual a pK_a ?



Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora

Solução

- O ponto de equivalência ocorre em $\text{pH} = 9$



- O sistema se comporta como tampão quando a relação entre as concentrações do ácido fraco e do seu sal fica entre 1 : 10 e 10 : 1, o que ocorre quando o volume adicionado de base varia de 5 a 45 mL.

- Pela expressão: $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]}$

Quando o volume de base neutralizar a metade da quantidade de ácido, teremos em solução uma relação:

$$\frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 1$$

Logo, $\text{pH} = \text{pK}_a$.

No ponto de equivalência (final da titulação), o volume da base fica igual a 50 mL. Na metade da titulação o volume da base é igual a 25 mL, e teremos $\text{pH} = \text{pK}_a$.

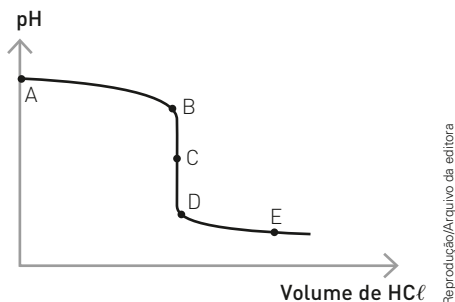
Exercícios

1. (UFG-GO) O desenho a seguir representa um armário de um laboratório de química:



Escolha, entre os objetos do armário, o(s) equipamento(s) necessário(s) para se determinar, utilizando-se a técnica de titulação, o grau de pureza de 10 gramas de ácido cítrico, que é sólido na temperatura ambiente. Dê o(s) nome(s) e descreva o processo de utilização desse(s) equipamento(s).

2. (PUC-MG) Considere o gráfico que representa a variação do pH de uma solução 0,1 mol/L de NaOH, quando se adiciona gradualmente uma solução 0,1 mol/L de HCl.



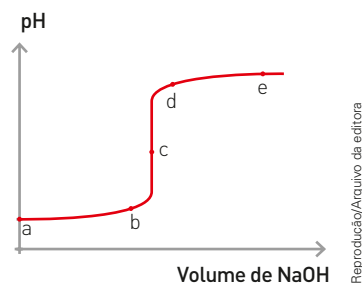
Analise as afirmações:

- I. O ponto A corresponde ao pH inicial da base.
- II. O ponto C corresponde ao pH de neutralização do NaOH pelo HCl.
- III. O ponto B corresponde à neutralização parcial do NaOH.
- IV. O ponto D corresponde ao pH da mistura com excesso de NaOH.
- V. O ponto E corresponde à concentração final da base.

Responda qual é a alternativa correta:

- a) somente I.
- b) somente II e V.
- ☒ c) somente I, II, III.
- d) somente I, II, III e V.
- e) todas as alternativas.

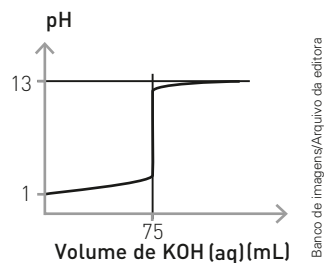
3. (UFPE) Considere o gráfico que representa a variação do pH de uma solução 0,1 M de HCl quando se adiciona gradualmente uma solução 0,1 M de NaOH.



Identifique os itens corretos.

- a) O ponto e corresponde ao pH inicial do ácido.
- ☒ b) O ponto c corresponde ao pH de neutralização do HCl pelo NaOH.
- c) O ponto a corresponde à concentração final do HCl.
- ☒ d) O ponto b corresponde à neutralização parcial do HCl.
- ☒ e) O ponto d corresponde ao pH da mistura com excesso de NaOH.

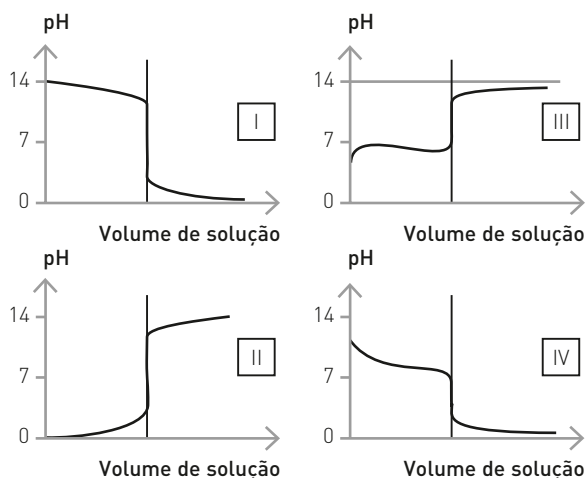
4. A curva de titulação refere-se à titulação de um ácido, HA, e KOH, 0,1 mol/L.



Classifique cada uma das afirmações seguintes em verdadeira ou falsa:

- ☒ I. O ácido pode ser HNO_3 0,1 mol/L.
- ☒ II. O ácido pode ser HCN 0,1 mol/L.
- ☒ III. No ponto de equivalência, o volume de HNO_3 0,1 mol/L neutralizado é 75 mL.
- ☒ IV. O pH no ponto de equivalência é igual a 4.

5. Observe os gráficos seguintes:

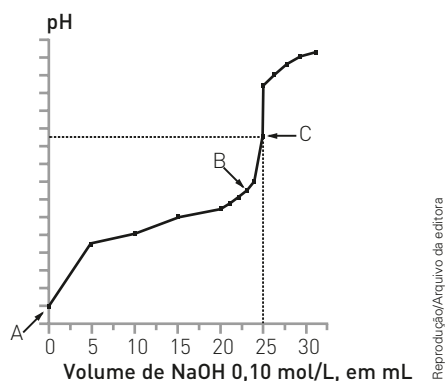


Ilustrações: Banco de Imagens/Arquivo da editora

Faça a associação correta entre esses gráficos e os itens abaixo:

- Titulação de ácido forte por base forte (A);
- Titulação de ácido fraco por base forte (B);
- Titulação de base fraca por ácido forte (C);
- Titulação de base forte por ácido forte (D).

6. (Unifesp) Os resultados da titulação de 25,0 mililitros de uma solução 0,10 mol/L do ácido CH_3COOH por adição gradativa de solução de NaOH 0,10 mol/L estão representados no gráfico.



Reprodução/Arquivo da editora

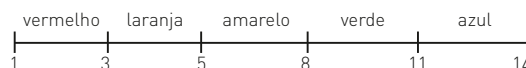
Com base nos dados apresentados nesse gráfico foram feitas as afirmações:

- I. O ponto A corresponde ao pH da solução inicial do ácido, sendo igual a 1.
- II. O ponto B corresponde à neutralização parcial do ácido, e a solução resultante é um tampão.
- III. O ponto C corresponde ao ponto de neutralização do ácido pela base, sendo seu pH maior do que 7.

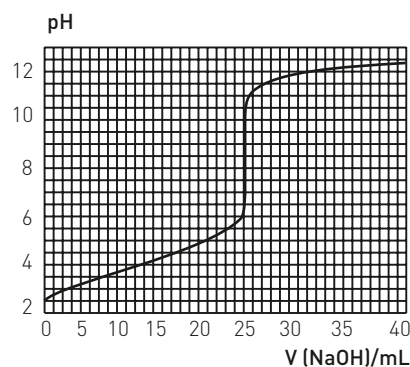
É correto o que se afirma em:

- a) I, apenas.
- b) II, apenas.
- c) I e II, apenas.
- d) II e III, apenas.
- e) I, II e III.

7. (Fuvest-SP) Um indicador universal apresenta as seguintes cores em função do pH da solução aquosa em que está dissolvido:



A 25,0 mL de uma solução de ácido fórmico (HCOOH), de concentração 0,100 mol/L, contendo indicador universal, foi acrescentada, aos poucos, solução de hidróxido de sódio (NaOH), de concentração 0,100 mol/L. O gráfico mostra o pH da solução resultante no decorrer dessa adição. Em certo momento, durante a adição, as concentrações de HCOOH e de HCOO^- se igualaram. Nesse instante, a cor da solução era:



Reprodução/Arquivo da editora

- a) vermelha.
- b) laranja.
- c) amarela.
- d) verde.
- e) azul.

8. (UPE) Dispõe-se de 100,0 mL de uma solução 0,10 mol/L de hidróxido de sódio.

Um estudante gotejou, utilizando uma pipeta graduada, 36 gotas de uma solução de ácido clorídrico 5,0 mol/L sobre a solução alcalina.

Após o término da reação (despreze a variação de volume com a adição do ácido clorídrico), é de esperar que o pH da solução alcalina diminua de:

- a) 2 para 1.
- b) 13 para 12.
- c) 10 para 8.
- d) 9 para 8.
- e) 13 para 11.

Dados:

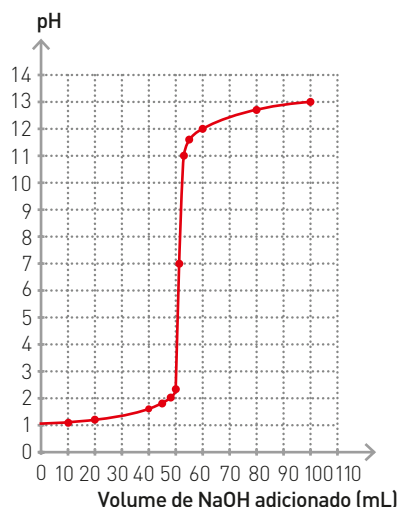
$\text{Na} = 23 \text{ u}$, $\text{H} = 1 \text{ u}$, $\text{O} = 16 \text{ u}$, $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$

Volume de uma gota = 0,05 mL

9. (UFSC) Uma aplicação prática importante decorrente da mistura de soluções que reagem quimicamente entre si é a utilização da técnica de titulação. Essa técnica é empregada em laboratórios de pesquisa e de indústrias para determinar a concentração de soluções por meio da reação química entre vo-

lumes conhecidos de uma solução-problema com uma solução de concentração conhecida.

A figura abaixo mostra a variação do pH durante a titulação de uma solução de HCl $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ com uma solução de NaOH $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, sendo utilizado um indicador ácido-base para sinalizar o ponto de equivalência da titulação.



De acordo com as informações indique a(s) proposição(ões) correta(s).

- 01) O pH da solução no ponto de equivalência é 7,0.
- 02) O pH da solução de HCl , antes do início da titulação, é igual a 2,0.
- 04) À medida que a base é adicionada à solução de ácido, a concentração de íons H^+ aumenta.
- 08) O pH aumenta muito rapidamente próximo do ponto de equivalência.
- 16) A figura indica que foram titulados 50 mL de HCl $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 32) Após o ponto de equivalência, a solução resultante adquire caráter básico.
- 64) No ponto de equivalência, há quantidades diferentes de mol de HCl e de NaOH .

01, 08, 16 e 32.

10. (ITA-SP) Considere as afirmações abaixo relativas à concentração (mol/L) das espécies químicas presentes no ponto de equivalência da titulação de um ácido forte (do tipo HA) com uma base forte (do tipo BOH):

- I. A concentração do ânion A^- é igual à concentração do cátion B^+ .
- II. A concentração do cátion H^+ é igual à constante de dissociação do ácido HA .
- III. A concentração do cátion H^+ consumido é igual à concentração inicial do ácido HA .

- IV. A concentração do cátion H^+ é igual à concentração do ânion A^- .
- V. A concentração do cátion H^+ é igual à concentração do cátion B^+ .

Das afirmações feitas, quais estão corretas?

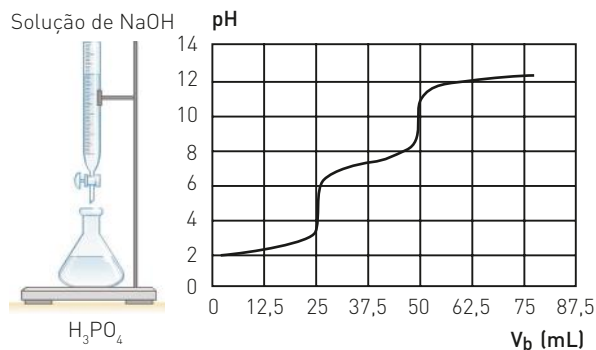
- a) Apenas I e III.
- b) Apenas I e V.
- c) Apenas I, II e IV.
- d) Apenas II, IV e V.
- x e) Apenas III, IV e V.**

11. (Cesgranrio-RJ) Considere o fosfato presente num solo sendo transformado em ácido fosfórico (H_3PO_4), e a análise do ácido fosfórico por solução padrão de hidróxido de sódio.

Reações que ocorrem:

- I. $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
pH = 4,75
- II. $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
pH = 9,75
- III. $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
pH = 12,2

Considere, ainda, a curva de neutralização do ácido fosfórico com a variação do pH a cada adição de solução de NaOH :



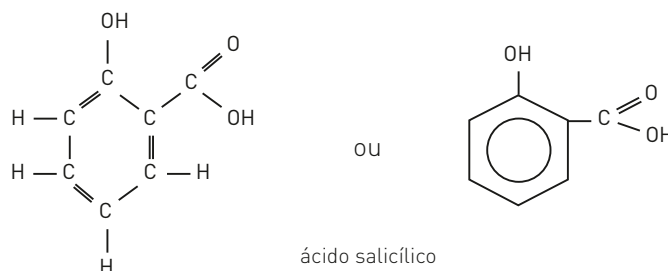
A respeito do que ocorre nessa análise, e considerando as informações fornecidas, está incorreto afirmar que:

- a) na adição de 25 mL de solução de NaOH ocorre a reação estequiométrica representada pela equação I.
- b) na adição de 50 mL de solução de NaOH ocorrem as reações estequiométricas representadas pelas equações I e II.
- c) na adição de 75 mL de solução de NaOH ocorrem as reações estequiométricas representadas pelas equações I, II e III.
- d) o volume de solução de NaOH gasto na 1ª reação é exatamente igual ao gasto na 2ª reação.
- x e) as três reações só se completam com a adição de exatamente 150 mL de solução de NaOH .**

Um medicamento maravilhoso: aspirina

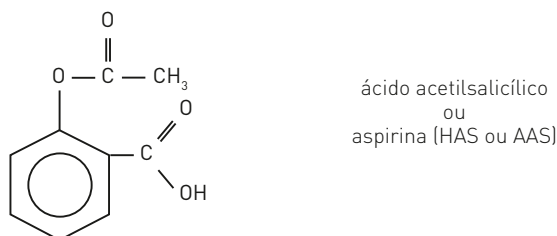
Desde épocas remotas, o ser humano tem procurado e usado substâncias para aliviar a dor. Já foram usados, com essa finalidade, álcool, ópio, cocaína, morfina e outras substâncias prejudiciais ao organismo.

Na Grécia antiga (século V a.C.), os gregos mascavam cascas de salgueiro para diminuir a dor e a febre. Por volta de 1860, a partir de extratos dessas cascas, os cientistas conseguiram determinar que o agente ativo era o **ácido salicílico**, que começou a ser usado intensamente.



A aspirina começou a ser comercializada no dia 6 de março de 1899 e em pouco tempo tornou-se a droga escolhida nos casos que requeriam um analgésico e antipirético não muito forte. Hoje, a aspirina é o medicamento mais vendido no mundo.

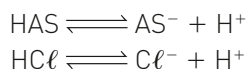
No entanto, ao mesmo tempo que esse ácido era eficiente para o alívio da dor e da febre, ele apresentava gosto amargo e provocava irritação nas mucosas da boca e da garganta. Na década de 1890, a Bayer Company relatou que esses efeitos colaterais poderiam ser diminuídos usando-se uma nova substância, denominada **aspirina**, que foi obtida nos laboratórios da Bayer pela reação entre o ácido salicílico e o anidrido acético ($\text{H}_3\text{CCOOCOCH}_3$):



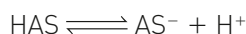
A aspirina reduz a dor, agindo de três maneiras diferentes:

- reduz a inflamação na região com infecção, o que diminui a pressão sobre as terminações nervosas, diminuindo a sensação de dor;
- diminui a temperatura aumentada pela inflamação devido à dilatação dos vasos sanguíneos, que sofrem constrição na região inflamada;
- impede a formação de prostaglandinas, substâncias causadoras da dor e da sua transmissão através do sistema nervoso.

No organismo, a absorção da aspirina ocorre na forma não ionizada, no estômago. Sua ionização é dificultada pelo pH do estômago, onde encontramos o ácido clorídrico (HCl), que é um ácido forte e, portanto, bastante ionizado:



A grande concentração de H^+ proveniente da ionização do HCl dificulta a ionização do HAS, facilitando, assim, sua absorção pelas células do estômago. No interior das células, o HAS ioniza-se,



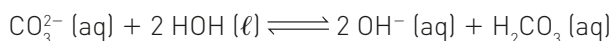
o que dificulta sua passagem através das membranas das células gástricas e, conseqüentemente, seu retorno para o estômago.

Estudos médicos têm comprovado que o uso prolongado e intenso da aspirina altera as membranas gástricas, facilitando a volta de sua forma ionizada para o estômago, o que resulta em irritação, pequenos sangramentos e produção de ulcerações.

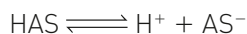
As melhores aspirinas disponíveis no comércio são chamadas **tamponadas**. Algumas delas contêm certa quantidade de MgCO_3 , que é um sal básico:



ou, simplesmente:



Os íons OH^- provenientes da hidrólise do MgCO_3 , além de diminuírem a acidez do estômago e, conseqüentemente, a irritação da mucosa gástrica, deslocam o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração da forma ionizada da aspirina no estômago:



Assim, devido à pequena superfície do estômago e ao fato de a forma ionizada não ser nele absorvida, a aspirina ingerida alcança o intestino delgado, onde ocorre a sua absorção e ela é lançada no sangue.

Nos seres humanos, somente 68% da aspirina comum ingerida via oral alcança o sistema circulatório. O uso de aspirinas tamponadas aumenta esse fator em aproximadamente 30%, chegando ao sangue cerca de 88% da aspirina ingerida.

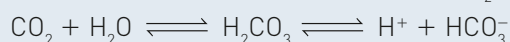
Outras aspirinas tamponadas usam bases, como $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{Al}(\text{OH})_3$, que agem da mesma maneira. Testes clínicos revelam que as aspirinas tamponadas são absorvidas mais rapidamente, diminuindo a dor num intervalo de tempo menor e diminuindo a irritação das mucosas do estômago.

As aspirinas tamponadas contêm antiácidos, mas não são realmente soluções-tampão, pois estas são formadas pela associação de um ácido fraco com um de seus sais e mantêm o seu pH constante, tanto em meio ácido como básico. Os antiácidos presentes nesse tipo de aspirina apenas neutralizam o ácido presente no estômago, mas não tamponam o meio.

Fonte: FU, Chauhwei J.; MELETHIL, Srikumaran; MASON, William D. *Journal of Pharmacokinetic and Biopharmaceutics*, v. 19, n. 2, 1991, p. 157-173.

Por que o HCl não “destrói” o estômago?

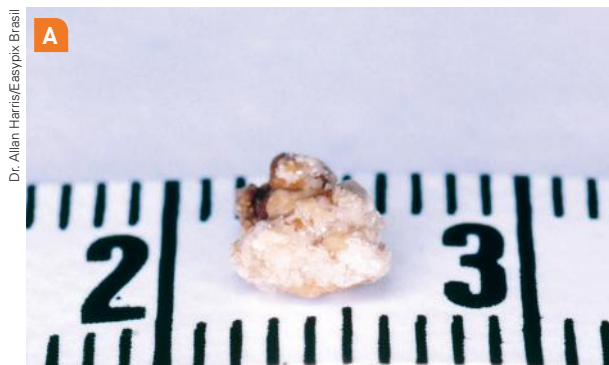
O estômago é um meio muito ácido, sendo sua acidez explicada pela presença do ácido clorídrico (HCl). Esse ácido é formado pelos íons cloreto (Cl^-), encontrados nos alimentos ingeridos e no sal de cozinha, e pelos íons H^+ formados no sangue a partir do dióxido de carbono (CO_2):



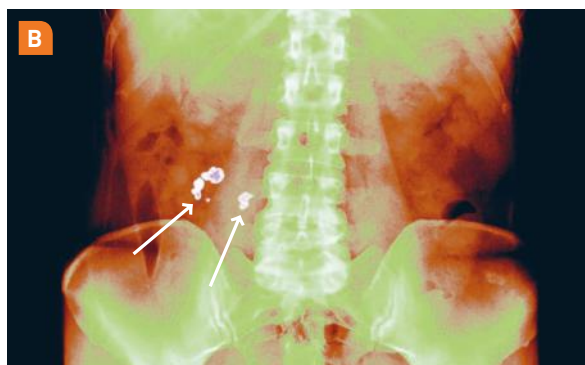
Os íons H^+ e Cl^- são transportados pelo sangue para o estômago através das paredes desse órgão, que não são atacadas pelo HCl por serem revestidas por uma camada de células, a qual produz o muco. Essas células também impedem que os íons H^+ e Cl^- retornem para o sangue.

Constante do produto de solubilidade (K_s)

Muitos processos naturais dependem da precipitação e da dissolução de sais pouco solúveis. Os rins, por exemplo, excretam continuamente substâncias pouco solúveis, tais como fosfato de cálcio e oxalato de cálcio. Quando a urina se torna saturada por essas substâncias, elas se cristalizam, originando os cálculos renais. O tempo médio para a formação de um cálculo renal é de dois a três anos.

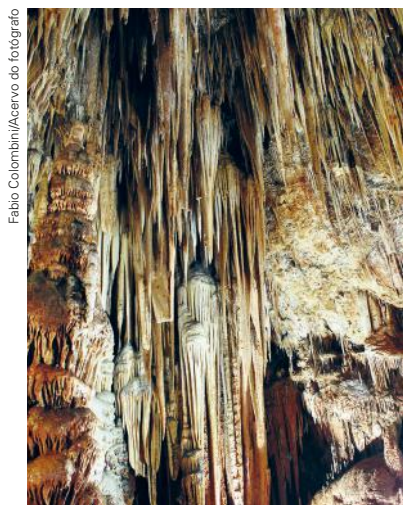


Dr. Allan Harris/Easypix Brasil



SGO/Easypix Brasil

Na urina existem vários compostos dissolvidos em um equilíbrio que pode ser deslocado no sentido da formação de um precipitado ou da solubilização. Alguns fatores, como infecções, distúrbios metabólicos, baixa quantidade de água na urina, favorecem a precipitação e a consequente formação de cristais, por exemplo, o oxalato de cálcio, originando os chamados cálculos (A), indicados por setas em (B).



Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo

No solo da caverna, as estalagmites se formam a partir de gotas de água contendo HCO_3^- (aq) e Ca^{2+} (aq) que caem das estalactites. O deslocamento do equilíbrio para a esquerda precipita o CaCO_3 (s). Tanto as estalactites como as estalagmites aumentam seu tamanho em 1 cm a cada 300 anos.

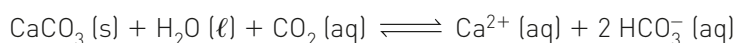
Os urologistas recomendam às pessoas propensas a apresentar cálculos renais a ingestão diária mínima de oito copos de água, para evitar a saturação da urina.

Outro processo natural relacionado com a precipitação de sais pouco solúveis é a formação de cavernas com estalactites e estalagmites, em regiões calcárias.

O calcário foi formado há milhões de anos a partir de depósitos de conchas no fundo do mar, que foram compactados e deslocados pelos movimentos da crosta terrestre.

O calcário é constituído principalmente de um sal pouco solúvel, o carbonato de cálcio (CaCO_3), cujo produto de solubilidade é pequeno: $3,8 \cdot 10^{-9}$. Esse sal, porém, é bastante solúvel em soluções ácidas.

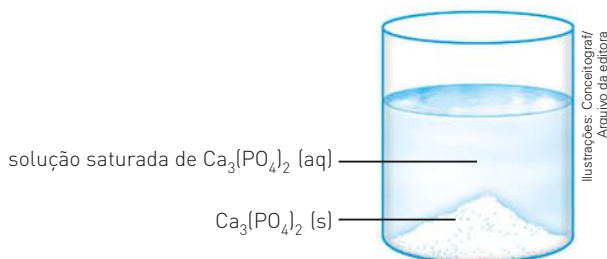
Quando a água, contendo CO_2 e alguns ácidos provenientes da decomposição de vegetais, entra em contato com o calcário, presente no solo, ocorre a reação abaixo, que constitui um sistema reversível.



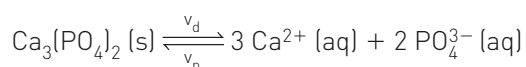
A água, contendo essas espécies em equilíbrio, infiltra-se pelas fissuras do solo e goteja pelo teto das cavernas. Com a evaporação da água, o equilíbrio se desloca para a esquerda, ocorrendo a liberação do CO_2 para o ar e a precipitação do CaCO_3 , originando formações com aspecto visual característico no teto das cavernas: as estalactites.

Produto de solubilidade

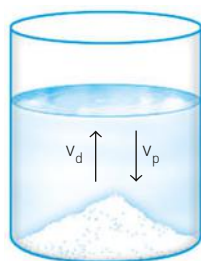
Vamos considerar um sistema contendo uma solução saturada de fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, e um corpo de fundo desse mesmo sal.



Por mais que agitemos a solução, à temperatura constante, a quantidade de corpo de fundo não se altera porque está estabelecido um equilíbrio entre o corpo de fundo e os íons presentes na solução:



- v_d = velocidade de dissolução
- v_p = velocidade de precipitação



Em um equilíbrio, a velocidade de dissolução (reação direta) é igual à velocidade de precipitação (reação inversa), por isso a quantidade de corpo de fundo não se altera.

A constante desse equilíbrio heterogêneo é denominada **constante do produto de solubilidade** e é representada por K_s . Sua expressão, para a solução do exemplo, é dada por:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

Uma vez que a concentração de sólidos não consta da expressão da constante de equilíbrio, é importante observar que as concentrações das espécies relacionadas a K_s estão presentes na solução saturada e não dependem da quantidade de corpo de fundo. Assim, temos o **princípio do produto de solubilidade**:

Em qualquer solução aquosa saturada de sal ou base (composto iônico) pouco solúvel, o produto das concentrações dos íons — cada um elevado a um expoente igual a seu coeficiente na equação devidamente balanceada — é uma constante representada por PS, K_{ps} ou K_s .

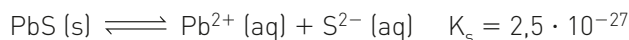
O valor numérico de K_s , como qualquer constante de equilíbrio, deve ser obtido experimentalmente e, uma vez determinado, pode ser tabelado para utilização posterior. A tabela a seguir indica os valores de K_s de algumas substâncias, a 25 °C.

Constante do produto de solubilidade (K_s), a 25 °C		
Substância	Fórmula	K_s
hidróxido de alumínio	$Al(OH)_3$	$4,6 \cdot 10^{-33}$
cromato de bário	$BaCrO_4$	$1,2 \cdot 10^{-10}$
fluoreto de bário	BaF_2	$1,0 \cdot 10^{-6}$
sulfato de bário	$BaSO_4$	$1,1 \cdot 10^{-10}$
oxalato de cádmio	CdC_2O_4	$1,5 \cdot 10^{-8}$
sulfeto de cádmio	CdS	$8 \cdot 10^{-27}$
carbonato de cálcio	$CaCO_3$	$3,8 \cdot 10^{-9}$
fluoreto de cálcio	CaF_2	$3,4 \cdot 10^{-11}$
oxalato de cálcio	CaC_2O_4	$2,3 \cdot 10^{-9}$
fosfato de cálcio	$Ca_3(PO_4)_2$	$1 \cdot 10^{-28}$
sulfato de cálcio	$CaSO_4$	$2,4 \cdot 10^{-5}$
sulfeto de cobalto II	CoS	$4 \cdot 10^{-21}$
hidróxido de cobre II	$Cu(OH)_2$	$2,6 \cdot 10^{-19}$
sulfeto de cobre II	CuS	$6 \cdot 10^{-36}$
hidróxido de ferro II	$Fe(OH)_2$	$8 \cdot 10^{-16}$
sulfeto de ferro II	FeS	$6 \cdot 10^{-18}$
hidróxido de ferro III	$Fe(OH)_3$	$2,5 \cdot 10^{-39}$
arseniato de chumbo II	$Pb_3(AsO_4)_2$	$4 \cdot 10^{-36}$
cloreto de chumbo II	$PbCl_2$	$1,6 \cdot 10^{-5}$
cromato de chumbo II	$PbCrO_4$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
iodeto de chumbo II	PbI_2	$6,5 \cdot 10^{-9}$
sulfato de chumbo II	$PbSO_4$	$1,7 \cdot 10^{-8}$
sulfeto de chumbo II	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
arseneto de magnésio	$Mg_3(AsO_4)_2$	$2 \cdot 10^{-20}$
carbonato de magnésio	$MgCO_3$	$1,0 \cdot 10^{-5}$
hidróxido de magnésio	$Mg(OH)_2$	$1,8 \cdot 10^{-11}$
oxalato de magnésio	MgC_2O_4	$8,5 \cdot 10^{-5}$
sulfeto de manganês II	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
cloreto mercurioso I	Hg_2Cl_2	$1,3 \cdot 10^{-18}$
sulfeto de mercúrio II	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
hidróxido de níquel II	$Ni(OH)_2$	$2,0 \cdot 10^{-15}$
sulfeto de níquel II	NiS	$3 \cdot 10^{-19}$
acetato de prata	$AgC_2H_3O_2$	$2,0 \cdot 10^{-3}$
brometo de prata	$AgBr$	$5,0 \cdot 10^{-13}$
cloreto de prata	$AgCl$	$1,8 \cdot 10^{-10}$
cromato de prata	Ag_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-12}$
iodeto de prata	AgI	$1 \cdot 10^{-16}$
sulfeto de prata	Ag_2S	$6 \cdot 10^{-50}$
carbonato de estrôncio	$SrCO_3$	$9,3 \cdot 10^{-10}$
cromato de estrôncio	$SrCrO_4$	$3,5 \cdot 10^{-5}$
sulfato de estrôncio	$SrSO_4$	$2,5 \cdot 10^{-7}$
hidróxido de zinco	$Zn(OH)_2$	$2,1 \cdot 10^{-16}$
sulfeto de zinco	ZnS	$1,1 \cdot 10^{-21}$

Fonte: EBBING, Darrell; GAMMON, Steven D. *General Chemistry*. 9. ed. New York: Houghfon Mifflin Company, 2009. p. 703.

Conhecendo o valor da constante do produto de solubilidade (K_s) a dada temperatura, podemos determinar a solubilidade de uma substância na mesma temperatura.

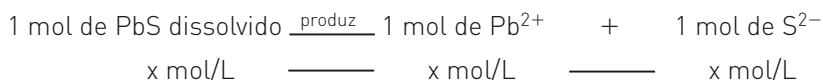
Veja, por exemplo, como determinar a solubilidade do sulfeto de chumbo II (PbS) a partir do valor da sua K_s presente na tabela ($K_s = 2,5 \cdot 10^{-27}$).



A expressão da K_s é:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$$

A concentração dos íons Pb^{2+} (aq) e S^{2-} (aq), no equilíbrio, corresponde à concentração de PbS dissolvido.



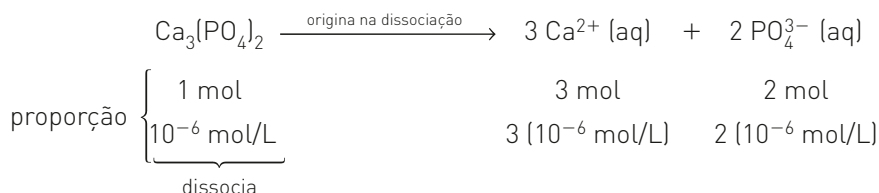
em que $x \text{ mol/L}$ é a solubilidade do PbS (s).

Assim, temos:

$$\begin{aligned} K_s &= [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] \\ 2,5 \cdot 10^{-27} &= x \cdot x \\ 25 \cdot 10^{-28} &= x^2 \\ x &= \sqrt{25 \cdot 10^{-28}} \\ x &= 5 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

A quantidade de $5 \cdot 10^{-14} \text{ mol}$ de PbS satura 1,0 L de água, ou seja, sua solubilidade é $5 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$.

Conhecendo a solubilidade do sal, podemos determinar a sua K_s . Vamos considerar, por exemplo, que a solubilidade do $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, a 25 °C, vale 10^{-6} mol/L . Isso indica que, em uma solução saturada, há 10^{-6} mol do sal dissolvido para cada litro de solução. Logo:



A expressão da K_s desse sal é:

$$\begin{aligned} K_s &= [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2 \\ K_s &= (3 \cdot 10^{-6})^3 \cdot (2 \cdot 10^{-6})^2 \\ K_s &= 1,08 \cdot 10^{-28} \end{aligned}$$

É muito comum dizer que, quanto menor a K_s , menos solúvel é o sal ou a base. No entanto, isso só será verdade se os íons presentes na solução estiverem na mesma proporção quando da dissociação do sal ou da base, à mesma temperatura. Assim, por exemplo:

$$K_s \text{ do BaSO}_4 \Rightarrow K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

$$K_s \text{ do AgI} \Rightarrow K_s = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] = 1,5 \cdot 10^{-16}$$

Nesse caso, podemos dizer que o AgI é menos solúvel que o BaSO₄.

Se a proporção entre os íons provenientes das espécies comparadas não for a mesma, a mais solúvel será a que apresentar maior solubilidade. Assim, não se deve comparar as K_s .

Vamos agora considerar o seguinte equilíbrio:



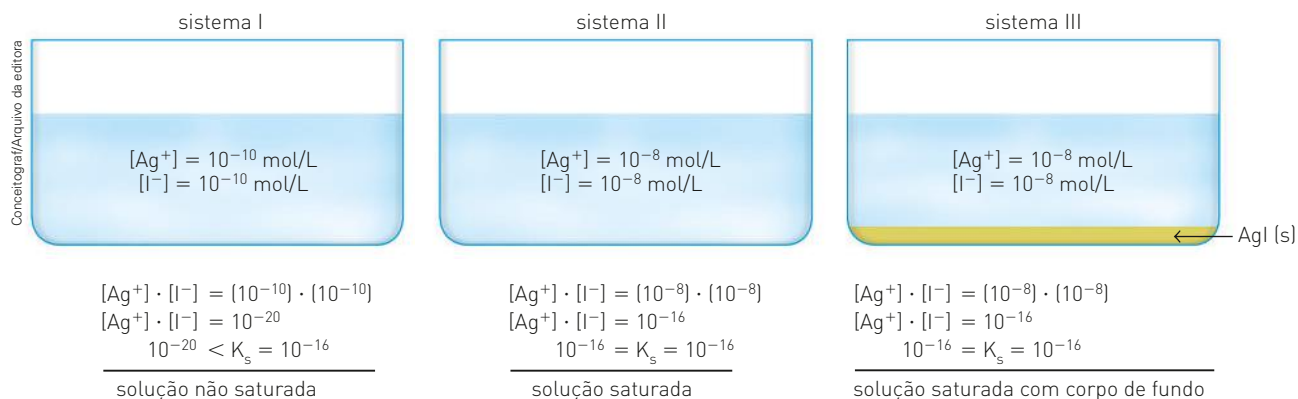
A expressão do seu produto de solubilidade é:

$$K_s = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-]$$

O valor da K_s , obtido na tabela, é:

$$K_s = 10^{-16} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

Considerando também três sistemas obtidos pela dissolução de diferentes quantidades de AgI (s) , em um mesmo volume de água, a 25°C :

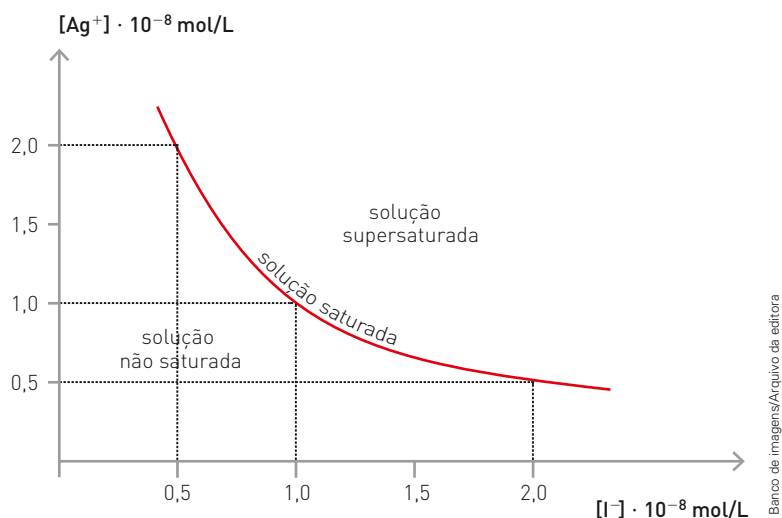


Assim, podemos concluir que:

$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] < K_s$: solução **não saturada**.

$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] = K_s$: solução **saturada**.

Graficamente, temos:



Somente em soluções supersaturadas, que são altamente instáveis, o produto das concentrações em mol/L resulta em um valor maior do que a K_s , ou seja:

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] > K_s$$

Qualquer alteração no sistema provoca a precipitação da quantidade de substância que ultrapassa o valor da K_s .

Efeito do íon comum e solubilidade

Quando adicionamos uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) a uma solução aquosa saturada de cloreto de prata (AgCl), ocorre a formação de um precipitado de cloreto de prata.

Isso acontece porque a solução saturada já apresentava a máxima quantidade de AgCl que podia ser dissolvida nesse volume de água, à temperatura ambiente; logo, as concentrações em mol/L de Ag^+ e Cl^- eram as maiores possíveis.

Analisando o equilíbrio, temos:



A adição de HCl (aq) faz aumentar a concentração de Cl^- (aq), que é o íon comum ao equilíbrio, o que provoca um deslocamento do equilíbrio para a esquerda, favorecendo a formação do precipitado de AgCl (s).

É importante lembrar que a constante do produto de solubilidade (K_s) **não se altera**: $K_s = \downarrow [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] \uparrow$

Isso se dá porque um aumento na concentração de Cl^- acarretará uma diminuição da concentração de Ag^+ , que precipita na forma de AgCl (s). Além disso, como K_s é uma constante de equilíbrio, ela só se altera com a temperatura.



Sérgio Dotta Jr./Arquivo da editora

Cloroeto de prata:
precipitado de cor
branca.

Exercícios resolvidos

1. Considere-se a solubilidade de 13 mg/L de CaCO_3 em água a 25 °C. Determine o produto de solubilidade do CaCO_3 nessa temperatura. (Massa molar do $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.)

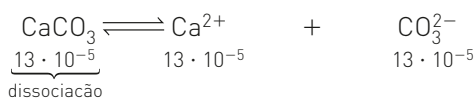
Solução

Inicialmente, devemos determinar a solubilidade do CaCO_3 em mol/L:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3 \text{ — } 100 \text{ g} \\ x \text{ — } 13 \cdot 10^{-3} \text{ g} \end{array} \right\} x = 13 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Assim, a solubilidade é dada por:

$$13 \text{ mg/L} = 13 \cdot 10^{-3} \text{ g/L} = 13 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$K_s = 13 \cdot 10^{-5} \cdot 13 \cdot 10^{-5}$$

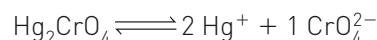
$$K_s = 169 \cdot 10^{-10} \Rightarrow K_s = 1,69 \cdot 10^{-8}$$

2. Os produtos de solubilidade do Ag_2CrO_4 e do Hg_2CrO_4 são, respectivamente, $1,2 \cdot 10^{-12}$ e $2,0 \cdot 10^{-9}$, ambos a 25 °C.

- a) Qual a solubilidade do Hg_2CrO_4 , a 25 °C, em mol/L?
b) Qual o sal mais solúvel?

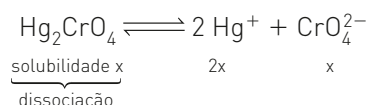
Solução

- a) Devemos inicialmente representar a dissociação do Hg_2CrO_4 e escrever a expressão da sua K_s :



$$K_s = [\text{Hg}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$$

Como já conhecemos o valor da K_s e desejamos descobrir a sua solubilidade em mol/L, vamos chamá-la de x e substituí-la na expressão:



$$K_s = [\text{Hg}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$2,0 \cdot 10^{-9} = (2x)^2 \cdot (x)$$

$$2,0 \cdot 10^{-9} = 4x^3$$

$$\frac{2,0}{4} \cdot 10^9 = x^3 \Rightarrow 0,5 \cdot 10^{-9} = x^3$$

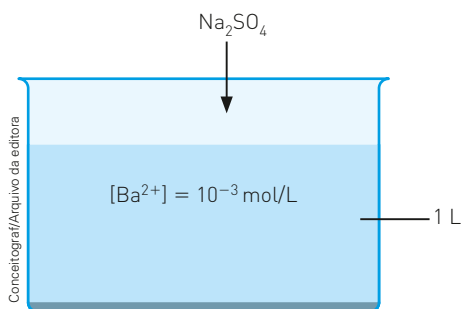
$$x^3 = 500 \cdot 10^{-12} \Rightarrow x = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

- b) Na solução, a quantidade de íons proveniente da dissociação de ambos os sais é a mesma:



Portanto, o sal de maior K_s será o mais solúvel. Logo, o mais solúvel é o Hg_2CrO_4 .

3. Considere o esquema abaixo:



Qual é a concentração de SO_4^{2-} que provoca a precipitação do sulfato de bário (BaSO_4)?

(K_s do $\text{BaSO}_4 = 1 \cdot 10^{-10}$.)

Solução

Devemos inicialmente calcular a $[\text{SO}_4^{2-}]$ capaz de saturar a solução:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

presente na solução está sendo adicionado

$$1 \cdot 10^{-10} = 10^{-3} \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

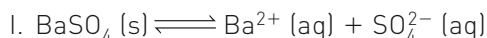
$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1 \cdot 10^{-10}}{10^{-3}} \Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A $[\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$ satura a solução; logo, qualquer concentração superior a esse valor irá provocar a precipitação.

Precipita quando $[\text{SO}_4^{2-}] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Fundamentando seus conhecimentos

1. Considere os seguintes equilíbrios:



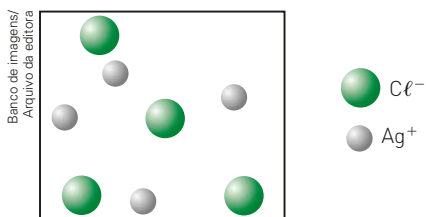
Escreva a expressão da constante do produto de solubilidade de cada um deles.

2. Escreva a equação que representa o equilíbrio de solubilidade e a expressão da constante do produto de solubilidade (K_s) para cada uma das substâncias a seguir:

- a) AgBr ; d) PbI_2 ; g) $\text{Mn}(\text{OH})_2$.
 b) CaCO_3 ; e) Ag_2S ;
 c) Ag_2SO_4 ; f) $\text{Al}(\text{OH})_3$;

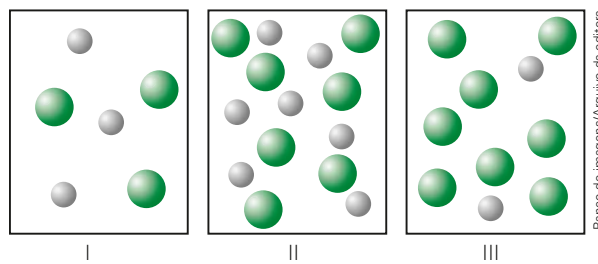
As informações a seguir devem ser utilizadas na resolução das questões 3 a 5.

Certa quantidade de AgCl foi dissolvida em água, originando uma solução saturada, que está representada pela ilustração abaixo.



Em uma solução saturada, o que é constante é o produto das concentrações dos íons presentes na solução, que é igual à K_s da substância.

As ilustrações a seguir representam soluções aquosas de AgCl , em que a água e outros íons diferentes de Ag^+ e Cl^- foram omitidos.



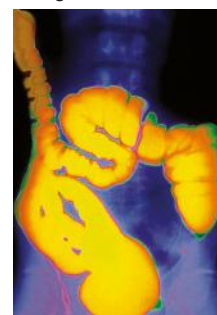
3. Classifique cada uma das soluções (I, II e III) em saturada, não saturada ou supersaturada.

4. Qual dessas soluções, submetida a uma agitação, irá precipitar? II

5. Qual(is) dos seguintes sais, NaNO_3 , NaCl e AgNO_3 , ao ser adicionado(s) à solução saturada de AgCl , provocaria(m) uma precipitação? Justifique sua resposta.

6. O hidróxido de ferro III é uma base fraca e pouco solúvel. Em certa temperatura, a sua K_s é $2,7 \cdot 10^{-27}$. Determine a solubilidade do $\text{Fe}(\text{OH})_3$ em mol/L .

7. O sulfato de bário é utilizado como contraste em radiografias gastrointestinais (fotografia abaixo). Sabendo que a solubilidade do BaSO_4 , em certa temperatura, é $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$, determine a sua K_s .



/// Radiografia do intestino grosso, que tem em média 1,5 m de comprimento.

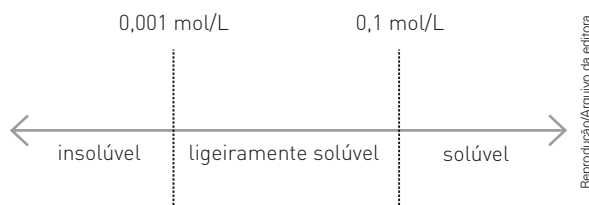
- 629

6. (UFG-GO) O produto de solubilidade, K_{ps} , fornece informação sobre a solubilidade de sais em água. A tabela a seguir apresenta o K_{ps} de dois sais de iodo.

Sal	K_{ps}
CuI	$1,0 \cdot 10^{-12}$
BiI_3	$2,7 \cdot 10^{-19}$

Considerando essas informações, justifique qual dos sais é mais solúvel em água.

7. (Unifesp) Um composto iônico, a partir da concentração de sua solução aquosa saturada, a 25 °C, pode ser classificado de acordo com a figura quanto à solubilidade em água.



Um litro de solução aquosa saturada de PbSO_4 (massa molar = 303 g/mol), a 25 °C, contém 45,5 mg de soluto. O produto de solubilidade do CaCrO_4 a 25 °C é $6,25 \cdot 10^{-4}$. Quanto à solubilidade em água a 25 °C, os compostos PbSO_4 e CaCrO_4 podem ser classificados, respectivamente, como:

- ☒ a) Insolúvel e ligeiramente solúvel.
 b) Insolúvel e solúvel.
 c) Insolúvel e insolúvel.
 d) Ligeiramente solúvel e insolúvel.
 e) Ligeiramente solúvel e solúvel.
8. (UPE) O sulfato cúprico, CuS é um sal muito pouco solúvel em água. O número de cátions Cu^{2+} existente em 10,0 mL de solução saturada desse sal é
 Dados: $K_{ps} = 9,0 \cdot 10^{-36}$; $N = 6 \cdot 10^{23}$.
 a) 10^4
☒ b) $1,8 \cdot 10^4$
 c) $2 \cdot 10^{23}$
 d) $1,5 \cdot 10^4$
 e) $3 \cdot 10^{-18}$

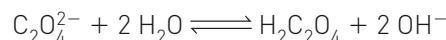
TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Grande parte dos pacientes com hiperparatireoidismo brando exibe poucos sinais de doença óssea e raras anormalidades inespecíficas, em consequên-

cia da elevação do nível do cálcio, mas apresenta tendência extrema à formação de cálculos renais. Isso se deve ao fato de que o excesso de cálcio e fosfato absorvidos pelos intestinos ou mobilizados dos ossos no hiperparatireoidismo será finalmente excretado pelos rins, ocasionando aumento proporcional nas concentrações dessas substâncias na urina. Em decorrência disso, os cristais de oxalato tendem a se precipitar nos rins, dando origem a cálculos com essa composição.

9. (FMP-RJ)

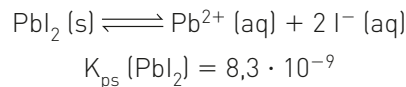
- a) O produto de solubilidade do oxalato de cálcio (CaC_2O_4) a 25 °C é $2,6 \cdot 10^{-9}$. Determine a concentração de íons $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ eliminados pela urina, sabendo-se que a concentração dos íons cálcio presente no exame EAS (Elementos Anormais e Sedimentos) é de $4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e que, nesse caso, a urina apresenta uma solução saturada de oxalato de cálcio.
- b) A reação de hidrólise do oxalato de cálcio está abaixo representada.



Se um paciente tem uma dieta rica em alimentos cítricos como, por exemplo, brócolis, repolho, fígado, couve-flor, couve, espinafre, tomate, etc., bem como rica em frutas como limão, morango, acerola e laranja dificultará a formação dos cristais de oxalato encontrados na urina.

Justifique essa dieta como tratamento alimentar com base no Princípio de Le Chatelier.

10. (UFF-RJ) O seguinte equilíbrio ocorre em meio aquoso:



Pode-se afirmar que:

- a) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = K_{ps}$, então a solução é insaturada.
 b) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 > K_{ps}$, então a solução é saturada.
 c) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 < K_{ps}$, então a solução é supersaturada.
☒ d) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = K_{ps}$, então a solução é saturada.
 e) se $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 > K_{ps}$, então a solução é insaturada.

11. (UFRN) Durante uma atividade de laboratório, Ana recebeu três frascos (I, II e III), cada qual contendo uma substância sólida não identificada. O professor informou que os frascos continham Mg(OH)_2 , Zn(OH)_2 e Ca(OH)_2 , cujas constantes de solubilidade, a 25 °C, eram:

- Mg(OH)_2 $K_{ps} = 5,61 \cdot 10^{-12}$
- Ca(OH)_2 $K_{ps} = 5,02 \cdot 10^{-6}$
- Zn(OH)_2 $K_{ps} = 3,00 \cdot 10^{-17}$

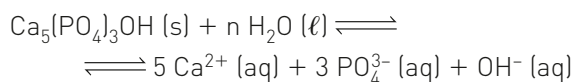
Para identificar tais substâncias, Ana realizou o seguinte procedimento: inicialmente, usando água destilada, preparou soluções saturadas das substâncias I, II e III. Em seguida, mediu a condutividade elétrica (a 25 °C) de cada solução, verificando que os resultados obtidos satisfaziam a seguinte relação: $\sigma(\text{I}) > \sigma(\text{II}) > \sigma(\text{III})$. Concluindo o experimento, Ana identificou corretamente as substâncias dos frascos I, II e III, respectivamente, como:

- a) Ca(OH)_2 , Zn(OH)_2 e Mg(OH)_2 .
 - x b) Ca(OH)_2 , Mg(OH)_2 e Zn(OH)_2 .
 - c) Zn(OH)_2 , Ca(OH)_2 e Mg(OH)_2 .
 - d) Mg(OH)_2 , Ca(OH)_2 e Zn(OH)_2 .
12. (UFPR) O hidróxido de magnésio atua na neutralização do suco digestivo estomacal, sendo por isso amplamente utilizado na formulação de antiácidos. Baseado no equilíbrio $\text{Mg(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$, com constante de produto

de solubilidade (K_{ps}) igual a $1,2 \cdot 10^{-11}$, a solubilidade molar e a concentração de íons hidroxila presentes numa solução saturada de Mg(OH)_2 são, respectivamente (considere $\sqrt[3]{3} = 1,44$):

- a) $1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $1,44 \cdot 10^{-4}$.
- b) $2,89 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,72 \cdot 10^{-4}$.
- x c) $1,44 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $2,88 \cdot 10^{-4}$.
- d) $3,46 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,72 \cdot 10^{-4}$.
- e) $1,2 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $1,44 \cdot 10^{-4}$.

13. (UEM-PR) A hidroxiapatita é um componente do esmalte dos dentes que se apresenta insolúvel na saliva. Com base no equilíbrio químico abaixo apresentado e considerando que o pH da saliva é de aproximadamente 7,0, assinale o que for **correto**:

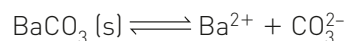


- 01) Vinagre e limão podem fazer com que diminua a concentração de hidroxiapatita do esmalte dos dentes.
- 02) O produto de solubilidade da hidroxiapatita é representado por: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^5 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^3 \cdot [\text{OH}^-]$.
- 04) Alimentos com $\text{pH} > 7$ favorecem a solubilização da hidroxiapatita.
- 08) Por efeito do íon comum, alimentos com altas concentrações de Cálcio favorecem o deslocamento do equilíbrio para direita.
- 16) As concentrações íons OH^- e H_3O^+ na saliva são praticamente iguais. **01, 02 e 16.**

Desafiando seus conhecimentos

1. (UFRRJ) A busca para se obter um maior tempo de vida exige diversos cuidados. Entre eles está o de realizar visitas periódicas a médicos, com o objetivo de diagnosticar doenças precocemente. Entretanto, diversas pessoas morreram intoxicadas, quando uma indústria fabricante de produtos farmacêuticos vendeu sulfato de bário (BaSO_4) contaminado com carbonato de bário (BaCO_3), para uso como contraste radiográfico.
- a) Uma das formas de sintetizar o sulfato de bário é através da reação entre carbonato de bário e sulfato de cálcio (CaSO_4) em meio aquoso. Escreva essa equação balanceada.
 - b) Sabendo que a solubilidade molar do carbonato de bário, em determinada temperatura, vale

$5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$, determine a constante do produto de solubilidade (K_{ps}) desse composto nessa temperatura.



2. (UFC-CE) Considere as seguintes semirreações a 25 °C:



Uma diferença de potencial de 0,97 V se estabelece entre o eletrodo de zinco imerso em uma solução contendo Zn^{2+} nas condições padrão e o eletrodo de prata imerso em uma solução de cromato de prata (Ag_2CrO_4) parcialmente solubilizado.

Considerando a concentração de cromato igual a 0,01 mol/L, o produto de solubilidade do Ag_2CrO_4 é:

Dado: $\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$

- a) 10^{-14}
 - b) 10^{-12}
 - c) 10^{-10}
 - d) 10^{-8}
 - x e) 10^{-6}**
3. (UFRGS-RS) Se o produto de solubilidade do cloreto de cério (CsCl) é K_s , a solubilidade desse sal será igual a

- a) $\frac{[K_s]}{2}$
- x b) $\sqrt{K_s}$**
- c) $[K_s]^2$
- d) $2K_s$
- e) K_s

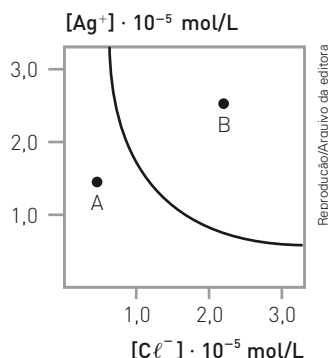
4. (Uerj) Um inconveniente no processo de extração de petróleo é a precipitação de sulfato de bário (BaSO_4) nas tubulações. Essa precipitação se deve à baixa solubilidade desse sal, cuja constante do produto de solubilidade é $10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$, a 25 °C. Admita um experimento no qual foi obtido sulfato de bário a partir da reação entre cloreto de bário e ácido sulfúrico.

Apresente a equação química completa e balanceada da obtenção do sulfato de bário no experimento e calcule a solubilidade desse sal, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, em uma solução saturada, a 25 °C.

5. (UFG-GO) A dissolução do cloreto de prata em água pode ser representada pela equação:



O gráfico da concentração de íons prata e íons cloreto, que satisfaz à expressão para a constante do produto de solubilidade, é representado a seguir.



Analizando esse gráfico, julgue as proposições a seguir:

- V I.** A curva representa a combinação de concentração de íons cloreto e íons prata, em que o equilíbrio é alcançado.
- F II.** Partindo-se o ponto A até o ponto B (segmento AB), o sistema passa de solução para bifásico.
- V III.** O valor da K_{ps} está entre $1,5 \cdot 10^{-10}$ e $2,0 \cdot 10^{-10}$.
- F IV.** O valor da K_{ps} não varia acima da curva.

6. (UFPR)

Pesquisadores de Harvard desenvolveram uma técnica para preparar nanoestruturas auto-organizadas na forma que lembram flores. Para criar as estruturas de flores, o pesquisador dissolveu cloreto de bário e silicato de sódio num béquer. O dióxido de carbono do ar se dissolve naturalmente na água, desencadeando uma reação que precipita cristais de carbonato de bário. Como subproduto, ela também reduz o pH da solução que rodeia imediatamente os cristais, que então desencadeia uma reação com o silicato de sódio dissolvido. Esta segunda reação adiciona uma camada de sílica porosa que permite a formação de cristais de carbonato de bário para continuar o crescimento da estrutura.

(“Beautiful ‘flowers’ self-assemble in a beaker”. Disponível em <<https://www.seas.harvard.edu/news/2013/05/beautiful-flowers-self-assemble-beaker>>. Acesso em 10 ago. 2013)

Na tabela a seguir são mostrados valores de produto de solubilidade de alguns carbonatos.

Sal	K_{ps} (25 °C)
BaCO_3	$8,1 \cdot 10^{-9}$
CaCO_3	$3,8 \cdot 10^{-9}$
SrCO_3	$9,4 \cdot 10^{-10}$

- a) Suponha que num béquer foram dissolvidos cloretos de bário, cálcio e estrôncio de modo que as concentrações de cada sal é igual a 1 $\mu\text{mol/L}$. Com a dissolução natural do gás carbônico do ar, qual carbonato irá primeiramente cristalizar?
 - b) Num béquer há uma solução 1 $\mu\text{mol/L}$ de cloreto de bário. Calcule qual a concentração de íons carbonato necessárias para que o cristal de carbonato de bário comece a se formar.
Dado 1 $\mu\text{mol} = 10^{-6} \text{ mol}$
7. (Unifesp) Compostos de chumbo podem provocar danos neurológicos gravíssimos em homens e animais. Por essa razão, é necessário um controle

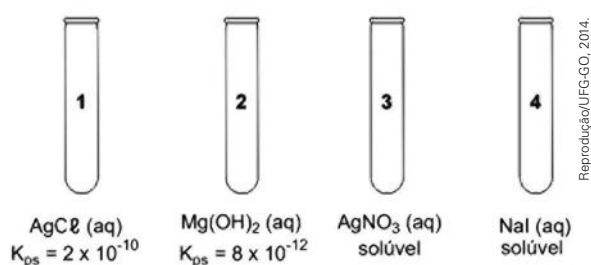
rígido sobre os teores de chumbo liberado para o ambiente. Um dos meios de se reduzir a concentração do íon Pb^{2+} em solução aquosa consiste em precipitá-lo, pela formação de compostos pouco solúveis, antes do descarte final dos efluentes. Suponha que sejam utilizadas soluções de sais de Na^+ com os ânions X^{n-} , listados na tabela a seguir, com concentrações finais de X^{n-} iguais a 10^{-2} mol/L , como precipitantes:

X^{n-} (10^{-2} mol/L)	Composto precipitado	Constante do produto de solubilidade a 25 °C
CO_3^{2-}	PbCO_3	$1,5 \cdot 10^{-13}$
CrO_4^{2-}	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
SO_4^{2-}	PbSO_4	$1,3 \cdot 10^{-19}$
S^{2-}	PbS	$7,0 \cdot 10^{-29}$
PO_4^{3-}	$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$3,0 \cdot 10^{-44}$

Indique a alternativa que contém o agente precipitante mais eficiente na remoção do Pb^{2+} do efluente.

- a) CO_3^{2-} c) SO_4^{2-} e) PO_4^{3-}
b) CrO_4^{2-} **x** d) S^{2-}

8. (UFG-GO) A figura a seguir apresenta quatro tubos de ensaio contendo diferentes soluções e informações sobre as constantes do produto de solubilidade.



Dados: K_{ps} para o $\text{AgCl} = 8 \cdot 10^{-17}$

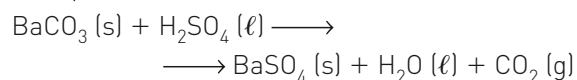
$$\sqrt{2} = 1,42 \quad \sqrt[3]{2} = 1,26$$

Considerando o exposto,

- a) determine qual das substâncias presentes nos tubos 1 e 2 possui menor solubilidade. Justifique sua resposta utilizando o cálculo da solubilidade, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
b) determine se haverá formação de precipitado após a mistura de alíquotas das soluções presentes nos tubos 3 e 4. Considere que, após a mistura, as concentrações dos íons Ag^+ e I^- sejam iguais a $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

9. (UFSM-RS) O sulfato de bário é um sal de grande importância na indústria farmacêutica. Ele é utilizado como contraste em radiografias do sistema digestório, permitindo que o intestino apareça no exame radiográfico, visto que esse sal absorve os Raios-X.

O sulfato de bário é industrialmente produzido por meio da reação a seguir, sendo o ácido adicionado em excesso para garantir a conversão total para o sal não tóxico (sulfato de bário).



Para a produção do sal, foram misturados, no reator, 2 mol de carbonato de bário e 5 mol de ácido sulfúrico. Sabe-se que o produto de solubilidade dos sais é $8 \cdot 10^{-8}$ (BaCO_3) e $1 \cdot 10^{-10}$ (BaSO_4).

Afirma-se, então:

- O sulfato de bário é menos solúvel que o carbonato de bário.
 - O volume de CO_2 liberado na produção do sal, nas condições normais de pressão e temperatura (CNTP), é igual a 22,4 L.
 - A massa de ácido sulfúrico em excesso, na produção do sal, é de 294 g.
- Está(ão) correta(s)
- a) apenas I.
b) apenas II.
c) apenas I e II.
x d) apenas I e III.
e) apenas II e III.

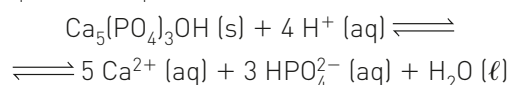
10. (UFU-MG) Para verificar se em uma amostra de água existem traços de íon cloreto, um estudante, no laboratório de química, decidiu adicionar, lenta e continuamente, nitrato de prata, AgNO_3 , 0,01 mol/L. É sabido que o produto de solubilidade do AgCl é $2 \cdot 10^{-10}$. Teoricamente, o estudante previu que haveria:

- x** a) Precipitação do cloreto de prata se a concentração do íon cloreto fosse maior ou igual a $2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$.
b) Efervescência, com liberação de gás carbônico, se a concentração do íon cloreto fosse menor ou igual a $2 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$.
c) Liberação de odor característico, se o nitrato, ao reagir com o cloreto de concentração 10^{-2} mol/L , liberasse o gás amônia.
d) Mudança de cor da solução, indicando a presença de íon cloreto com concentração igual a 0,01 mol/L.

O pH, a solubilidade e a deterioração dos dentes

Os dentes são constituídos principalmente de um mineral conhecido por hidroxiapatita, cuja fórmula é $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. A hidroxiapatita é insolúvel em água e parcialmente solúvel em soluções ácidas, que podem favorecer a deterioração dos dentes.

A carboidrato-proteína, mais conhecida por mucina, forma uma película sobre o dente denominada biofilme (placa). Se essa proteína não for removida pela escovação, o crescimento do biofilme (placa) retém as partículas dos alimentos, que irão nutrir as bactérias que fermentam carboidratos, os quais produzem ácido lático. Como a saliva não consegue dissolver a placa, a produção de ácido lático continua. Com isso, o pH fica abaixo de 4,5 (meio ácido). Os íons H^+ do meio reagem com a hidroxiapatita, neutralizando seus íons OH^- e transformando os íons PO_4^{3-} em HPO_4^{2-} . Veja a reação a seguir:



O sal formado é solúvel em água e, por esse motivo, parte da hidroxiapatita se dissolve.

Se esse processo não for controlado, surgirão pequenas cavidades nos dentes, as cáries. A cárie é uma doença infectocontagiosa, assim, pode ser transmitida de um indivíduo para outro pela saliva. Os fatores que propiciam o aparecimento da cárie são: má higiene bucal, dieta alimentar incorreta, fluxo salivar, microrganismos, etc.

A corrosão dos dentes é mais rápida em pessoas com bulimia — distúrbio caracterizado pela ingestão de grandes quantidades de alimentos seguida de vômito provocado.



siiravai/ Shutterstock



Kamila/Shutterstock

// Os dentes são estruturas essenciais para a mastigação dos alimentos e, portanto, para a sobrevivência do ser humano. Por isso, devem ser muito bem cuidados.

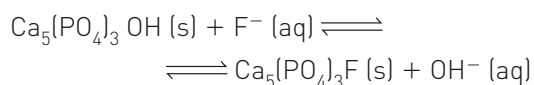


Alex Mit/Shutterstock

// O surgimento de cáries nos dentes requer a intervenção de um dentista.

O ácido clorídrico do estômago, eliminado com o vômito, faz com que o pH da boca chegue ao redor de 1,5.

Além da escovação adequada e de consultas periódicas ao dentista, a adição de íons fluoreto (F^-) à água potável e a cremes dentais é um reforço importante no combate à deterioração dos dentes. O fluoreto transforma a hidroxiapatita em fluorapatita:



A fluorapatita é menos solúvel em ácidos do que a hidroxiapatita. Com isso, a deterioração dos dentes é menor.

Fontes das informações: <<http://bvsmns.saude.gov.br>>; <<http://qnint.snq.org.br>>; <<http://www.ascom.ufg.br>>; <<http://www.correiobraziliense.com.br>>. Acesso em: 8 jun. 2018.



Reflita

[Dados: massas molares: $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} = 502 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\text{NaF} = 42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $F = 19 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.]

1. Considere que 5,02 mg de hidroxiapatita estejam dissolvidos em 2 litros de água. Determine a concentração dessa solução em g/L e mol/L.
2. Uma amostra de água apresenta concentração de fluoreto (F^-) de 5 ppm. Determine a massa de fluoreto existente em 1 litro da amostra.
3. As duas equações apresentadas no texto são de oxirredução? Justifique.
4. Os íons fluoreto utilizados no tratamento da água são provenientes, principalmente, do fluoreto de sódio (NaF). Equacione a eletrólise ígnea desse sal.
5. A fadiga muscular é causada por acúmulo de ácido. Esse ácido foi mencionado no texto. Identifique-o.
6. Considere o equilíbrio:
$$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH (s)} + 4 \text{ H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow 5 \text{ Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 3 \text{ HPO}_4^{2-} \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \quad \Delta H < 0$$
 - a) Dê a expressão da K_c e da K_p .
 - b) O que acontecerá com o equilíbrio se:
 - I. for aumentada a pressão?
 - II. for aumentada a temperatura?
 - III. for adicionado um ácido?
 - IV. for adicionada uma base?
 - V. for adicionado um catalisador?
7. No texto foram mencionados dois valores de pH. Indique para cada um deles os valores de pOH, $[\text{OH}^-]$ e $[\text{H}^+]$.

Gota

Tanto a gota como a formação de pedras nos rins estão relacionadas a substâncias presentes em nosso organismo, cujas concentrações excedem seus produtos de solubilidade e, como consequência, precipitam-se formando depósitos sólidos.

A gota, que afeta principalmente homens após os 40 anos de idade, ocorre quando a concentração de ácido úrico no plasma sanguíneo excede 7 mg por 100 mg de plasma sanguíneo a 37 °C. Formam-se depósitos insolúveis de cristais na forma de agulhas nas cartilagens, nos tendões e nos tecidos macios, incluindo os rins, provocando dores intensas na pessoa portadora desse mal.

Elevados níveis de ácido úrico (hiperuricemia) observados quando a produção desse ácido ultrapassa a capacidade que os rins têm de eliminá-lo. Essa produção excessiva pode decorrer de uma dieta muito rica em carne vermelha, peixe, cogumelo, aspargo e feijão, alimentos que apresentam altos teores de purina. No organismo, a purina é metabolizada com a formação de ácido úrico. Bebidas alcoólicas também contribuem para a produção excessiva desse ácido.

No tratamento da gota, além da mudança de hábitos alimentares, são empregados medicamentos que bloqueiam a produção e/ou aumentam a excreção de ácido úrico.



// Mão de uma pessoa com gota, doença que causa artrite e provoca muita dor.

Reflita

- Qual a classe de alimentos que pode gerar maior produção de ácido úrico?
 - Carboidratos
 - Gorduras
 - ☒ Proteínas
 - Vitaminas
 - Fibras
- O volume médio de sangue para uma pessoa adulta de 70 kg é 5 L. Sabe-se que a taxa normal de ácido úrico para essa pessoa é de 2,5 mg a 7 mg para cada 100 mL de plasma. Considerando que o plasma corresponda a 55% do volume sanguíneo e que a sua densidade é igual a 1 g/mL, responda:
 - Qual a massa esperada de ácido úrico em 100 mg de plasma para uma pessoa adulta que tenha hiperuricemia?
 - Qual a concentração normal esperada de ácido úrico no sangue dessa pessoa, em g/L, admitindo-se que ela se encontra com o valor máximo considerado para os padrões de normalidade?

Radioatividade

O estudo da radioatividade é de grande relevância nas investigações sobre a estrutura atômica e permite o constante desenvolvimento de técnicas para a produção de energia, a conservação de alimentos e, principalmente, para os tratamentos médicos.

Você sabe como são originados os fenômenos radioativos? Qual é a diferença entre os processos de fusão e fissão nuclear?



NESTA UNIDADE VAMOS ESTUDAR:

- Estudo das radiações.
- Cinética das desintegrações radioativas.
- Algumas aplicações da radioatividade.

Estudo das radiações

A descoberta dos raios X

No final do século XIX, quando cientistas de diversos países estudavam propriedades elétricas através de diferentes métodos e em diferentes materiais, o físico alemão Wilhelm Konrad Roentgen (1845-1923), trabalhando com raios catódicos, percebeu que estes, ao se chocarem com vidros ou metais, produziam um novo tipo de radiação. Estudos posteriores permitiram concluir que essas radiações não apresentam massa nem carga elétrica. Elas foram denominadas **raios X** e atualmente são utilizadas no diagnóstico de fraturas ósseas e de outras ocorrências médicas.



Cavallini, James/Easypix Brasil

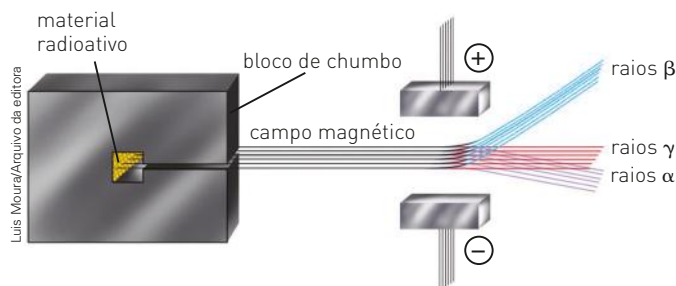
/// Nas radiografias, os raios X sensibilizam um filme radiográfico, formando imagens em diferentes tonalidades de cinza, dependendo da densidade dos tecidos. Os ossos, devido à sua densidade, não são atravessados por esses raios e aparecem brancos nas chapas radiográficas. Entre as utilizações dos raios X podemos citar: identificação de fraturas (como a indicada pela seta na fotografia), de pneumonia, de tumores, etc. Os raios X são também um recurso importante para o trabalho dos dentistas.

Radiações do urânio

Em 1896, o físico francês Antoine-Henri Becquerel (1852-1908) percebeu que um sal de urânio, o sulfato duplo de potássio e uranila $[K_2(UO_2)(SO_4)_2]$, era capaz de sensibilizar o negativo de um filme fotográfico, recoberto por papel preto ou ainda por uma fina lâmina de metal. As radiações emitidas pelo material apresentavam propriedade semelhante à dos raios X, que foi denominada **radioatividade**.

Em 1897, Marie Skłodowska Curie (1867-1934) demonstrou que a intensidade da radiação é proporcional à quantidade de urânio na amostra e concluiu que a radioatividade é um fenômeno atômico.

Nesse mesmo ano, Ernest Rutherford (1871-1937) criou uma aparelhagem para estudar a ação de um campo eletromagnético sobre as radiações.



/// Esquema do comportamento das radiações alfa, beta e gama ao passarem em um campo magnético.

SAIBA MAIS

Para compreender os experimentos realizados por Becquerel e Rutherford, assista aos vídeos:

- *O experimento de Becquerel*. Disponível em: <www.pontociencia.org.br/experimentos/visualizar/radioatividade-atraves-de-experimentos-o-experimento-de-becquerel/557>.
- *O mistério de Rutherford – Parte 2*. Disponível em: <www.pontociencia.org.br/experimentos/visualizar/o-misterio-de-rutherford/530>.
- *O desvio da partícula beta*. Disponível em: <www.pontociencia.org.br/experimentos/visualizar/o-desvio-da-particula-beta/528>. Acesso em: 9 abr. 2018.

Assim, Rutherford observou que, ao passarem pelo campo, algumas dessas radiações tinham sua trajetória desviada em direção à placa carregada negativamente; portanto, deviam apresentar cargas positivas na sua constituição e foram denominadas **raios alfa** (α).

Outro feixe de radiações era atraído pela placa positiva; portanto, elas deviam apresentar cargas negativas e foram denominadas **raios beta** (β). Como tanto os raios α quanto os raios β sofriam a ação do campo magnético, Rutherford concluiu que eles eram constituídos por partículas, chamadas α e β , respectivamente, e que elas apresentavam massa. Comparando o desvio sofrido pelas partículas, concluiu também que as partículas α possuíam massa muito maior e, posteriormente, descobriu que essas partículas α eram constituídas por 2 prótons e 2 nêutrons.

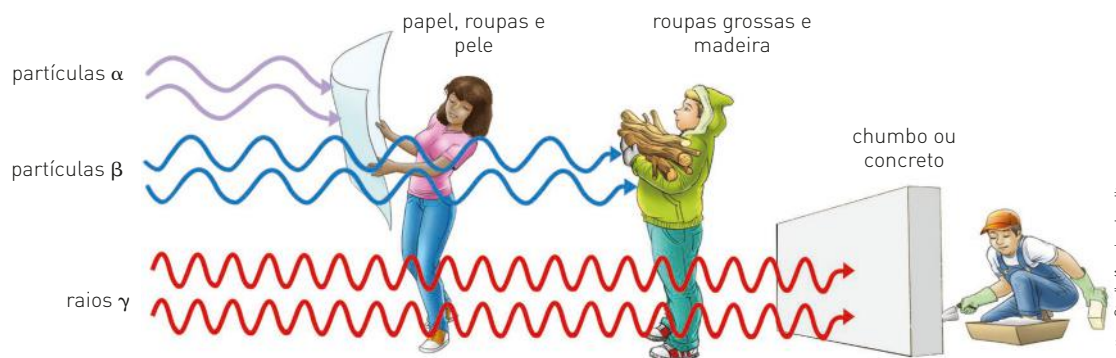
Em 1900, Becquerel comparou os desvios sofridos pelas partículas β em um campo eletromagnético com os desvios sofridos pelos elétrons, descobertos em 1897 por Charles Thomson Rees Wilson (1869-1959). Dessa comparação, concluiu que as partículas β e os elétrons eram iguais, ou seja, os raios β eram constituídos por elétrons, o que possibilitou associá-los aos átomos e não mais à corrente elétrica proveniente dos experimentos com tubos de raios catódicos.

Nesse mesmo ano, o físico francês Paul Ulrich Villard (1860-1934), repetindo as experiências de Rutherford, percebeu a existência de outros raios que não eram afetados pelo campo eletromagnético. Esses raios não apresentavam carga nem massa, eram constituídos por ondas eletromagnéticas e foram denominados **raios gama** (γ). A radiação γ apresentava algumas semelhanças com a dos raios X, mas era mais penetrante, possuía comprimento de onda menor e, por isso, mais energia.

O estudo das características dessas partículas e radiações foi feito por Rutherford, que percebeu que elas apresentavam diferentes penetrações.

As partículas α não conseguem sequer atravessar uma folha de papel; logo, elas apresentam o menor poder de penetração. As partículas β atravessam o papel, mas não conseguem atravessar uma lâmina de alumínio de 1 mm; logo, seu poder de penetração é maior que o de α . Já as radiações γ atravessam o papel e a lâmina de alumínio, mas são bloqueadas por lâminas de chumbo com mais de 8 mm de espessura. Com isso, podemos concluir que o poder de penetração da radiação γ é o maior.

Poder de penetração das radiações ionizantes



// Emissões radioativas não são visíveis a olho nu. Esta é uma representação apenas para fins didáticos.

Estudos posteriores permitiram caracterizar os três tipos de radiação:

Radiação	Símbolo	Constituição	Carga	Massa (u)	Velocidade	Poder de penetração
α	${}^4_{+2}\alpha$	núcleo de He $\begin{cases} 2p \\ 2n \end{cases}$	+2	4	$\frac{1}{10}$ da velocidade da luz	baixo
β	${}^0_{-1}\beta$	elétron	-1	0	$\frac{9}{10}$ da velocidade da luz	médio (moderado)
γ	${}^0_0\gamma$	onda eletromagnética de alta energia	0	0	velocidade da luz	elevado

Ainda em 1900, Becquerel observou que, quando se obtinha uma amostra de urânio puro, ela era inicialmente pouco radioativa e, com o passar do tempo, aumentava intensamente a sua emissão de radiação. Para explicar esse fenômeno, ele imaginou que o urânio, ao emitir radiação, se transformava em outro elemento químico, mais radioativo. Essa suposição levou os cientistas a admitirem que o átomo seria constituído de partículas menores, as quais, por sua vez, sofreriam um rearranjo ao emitir radiação, originando átomos de elementos químicos diferentes. O próximo passo foi dado pelo químico inglês Frederick Soddy (1877-1956), assistente de Rutherford, que elaborou a **Primeira Lei da Radioatividade**.

Recordando algumas características dos átomos

- **Z** = nº atômico = indica o número de prótons (p);
- **A** = nº de massa = número de prótons (p) + número de nêutrons (n).

Genericamente, temos:

$${}^A_ZX \Rightarrow A - Z = n$$

Exemplo:

$${}^{35}_{17}\text{Cl} \left\{ \begin{array}{l} Z = 17 = 17 \text{ prótons} \\ A = 35 = p + n \\ 35 = 17 + n \\ n = 18 \Rightarrow \mathbf{18 \text{ nêutrons}} \end{array} \right. \quad \text{ou} \quad \begin{array}{l} A - Z = n \\ 35 - 17 = n \\ n = 18 \Rightarrow \mathbf{18 \text{ nêutrons}} \end{array}$$

- **Isótopos**: átomos com $\begin{cases} A \text{ diferente} \\ Z \text{ igual} \end{cases}$ Exemplo: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$.
- **Isóbaros**: átomos com $\begin{cases} A \text{ igual} \\ Z \text{ diferente} \end{cases}$ Exemplo: ${}^{40}_{19}\text{K}$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}$.

O núcleo de um átomo, caracterizado por um Z e um A, é genericamente denominado **nuclídeo**; quando esse núcleo é um emissor de radiação, pode ser chamado de **radionuclídeo** ou **radioisótopo**.

A família Curie

Marie Curie e seu marido Pierre Curie (1859-1906) verificaram que alguns minérios de urânio produziam uma quantidade de radiação muito maior do que o urânio puro. Deduziram, então, que nesses minérios deveriam existir um ou mais elementos mais radioativos em quantidades muito pequenas, pois, se assim não fosse, eles teriam sido descobertos antes.

Em 1898, Marie conseguiu detectar um novo elemento químico radioativo e o chamou de polônio, em homenagem a sua terra natal. No ano seguinte, descobriu outro: o rádio (do latim *radium* = raio).

Em 1903, o prêmio Nobel de Física foi concedido ao casal Curie e a Becquerel por seus trabalhos com radioatividade. Em 1911, Marie Curie recebeu sozinha o Nobel de Química pela descoberta dos elementos polônio e rádio, tornando-se a única pessoa a ganhar dois prêmios Nobel em duas áreas distintas das Ciências (Física e Química).

Irene Joliot-Curie (1897-1956), filha de Marie e Pierre, também dedicou sua carreira científica ao estudo de elementos radioativos, tendo recebido o prêmio Nobel de Química em 1935, juntamente com seu marido, Frédéric Joliot (1900-1958).



Hulton Archive/Archive Photos/Getty Images

Marie e Pierre Curie com a filha Irene em fotografia de 1899.

A descoberta dos raios X

O grande físico alemão Wilhelm Roentgen, apesar de ter feito outras contribuições para a ciência, tornou-se famoso por identificar os raios X, em 8 de novembro de 1895. Por essa descoberta, ele recebeu o Prêmio Nobel de Física em 1901 e doou o valor do prêmio à Universidade de Würzburg, na Alemanha, onde lecionou por muitos anos.

Apesar das dificuldades de comunicação na época, as notícias da descoberta dos raios X difundiram-se muito rapidamente em todo o mundo científico, despertando grande interesse. Na França, a Academia de Ciências dedicou sua reunião de 20 de janeiro de 1896 à discussão desse tema. O matemático francês Jules Henri Poincaré (1854-1912), que havia recebido de Roentgen uma correspondência sobre seus experimentos, foi encarregado de relatá-los.

A seguir, temos a transcrição de um trecho do relato de Poincaré:

“Tendo envolvido com um cartão preto um tubo de Crookes no qual se produzem raios catódicos, o professor Roentgen colocou-o em uma sala escura e o aproximou de uma lâmina de papel recoberto de platinocianeto de bário. Essa lâmina se tornou fluorescente, apesar de o cartão preto estar entre o tubo e a lâmina, e esta fluorescência se manteve mesmo com a lâmina colocada a 2 metros do tubo.

Roentgen percebeu imediatamente a extraordinária relevância dessa descoberta; tornando-se necessário admitir a existência de um novo agente, capaz de atravessar um cartão preto bastante opaco, diferente portanto da luz visível ou da ultravioleta.

Roentgen não tardou a descobrir que essas novas radiações impressionam uma placa fotográfica [...].”

RON, José Manuel Sanchez. *Marie Curie e seu tempo*. Barcelona: Ediciones Fólio, 2003. p. 53.



SP/Lainstock

Wilhelm Roentgen, físico alemão.



Por que um técnico de radiologia deve trabalhar no máximo 25 horas por semana?

Leis da radioatividade

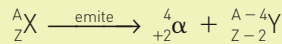
1ª lei: a emissão de partículas α

SAIBA MAIS

Curie e a radioatividade em 90 minutos, de Paul Strathern. Jorge Zahar Editor. Marie Curie, ganhadora de dois prêmios Nobel, foi uma das maiores cientistas do século XX. Esse livro é um relato de sua vida e de seu trabalho com o elemento químico rádio, que permitiu progressos na Física nuclear e no tratamento do câncer.

O átomo de um elemento radioativo, ao emitir uma partícula α , dá origem a um átomo de outro elemento, que apresenta número de massa A com 4 unidades a menos e número atômico Z com 2 unidades a menos.

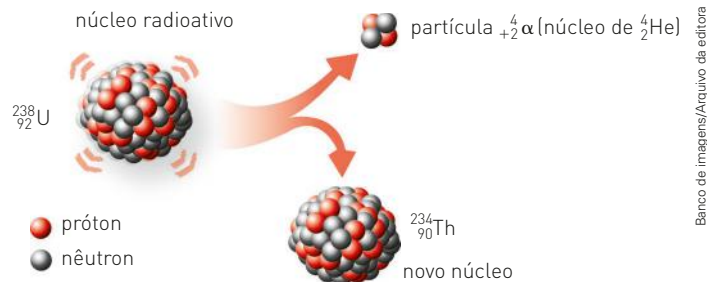
Genericamente, temos:



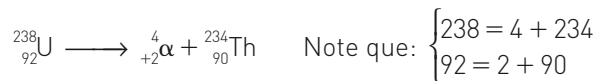
Explicação: uma partícula α é constituída de 2 prótons e 2 nêutrons, e a emissão de uma delas originará um novo átomo, com 2 prótons e 2 nêutrons a menos. Logo, o novo átomo irá apresentar:

- n° atômico novo = $Z - 2$
- n° de massa novo = $A - 4$

Quando um átomo de ${}^{238}_{92}\text{U}$ emite uma partícula α , ele se transforma em ${}^{234}_{90}\text{Th}$:



A reação nuclear que representa essa transformação é dada por:

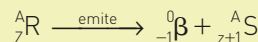


2ª lei: Lei de Soddy, Fajans e Russel

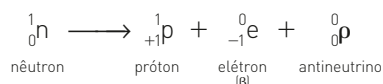
Como as radiações γ são ondas eletromagnéticas, sua emissão não altera o número atômico nem o número de massa do átomo. Por esse motivo, sua emissão não costuma ser representada por equações. As radiações γ ocorrem geralmente com as emissões de α e de β .

Quando um átomo de um elemento radioativo emite uma partícula β , ele se transforma em um átomo de outro elemento de mesmo número de massa, mas o seu número atômico apresenta uma unidade a mais.

Genericamente, temos:



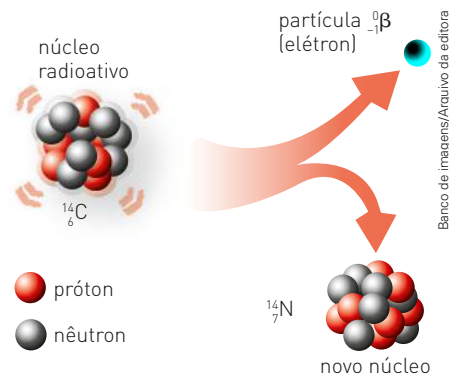
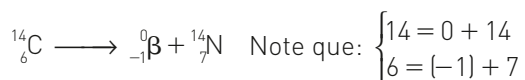
Explicação: quando ocorre a emissão de uma partícula β , um nêutron presente no núcleo se decompõe e dá origem a um próton, a um elétron e a uma subpartícula atômica denominada **antineutrino** ($\bar{\nu}$). O próton permanece no núcleo; o elétron e o antineutrino (com carga zero e massa, aproximadamente, zero) são emitidos. Veja o esquema:



Com isso, quando uma partícula β é emitida, o número atômico (Z) aumenta em uma unidade, pois surge um novo próton; no entanto, o número de massa (A) não se altera, pois um nêutron desaparece, mas, em seu lugar, surge um próton e a soma $n + p = A$ será a mesma.

Quando um átomo de $^{14}_6\text{C}$ emite uma partícula β , ele se transforma em $^{14}_7\text{N}$.

A reação nuclear pode ser representada por:

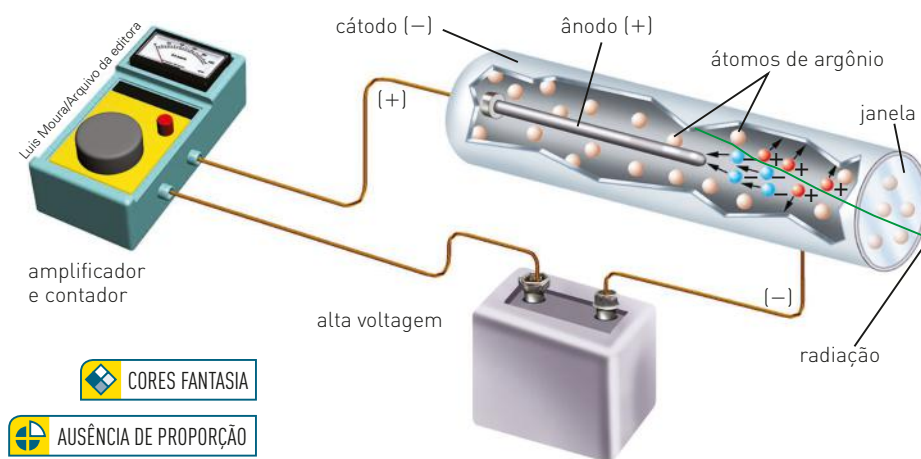


Detecção das radiações

A maneira mais antiga de se detectar radiações consiste na utilização de um filme fotográfico, que é sensibilizado em maior ou menor escala quando atingido pelas radiações.

A maneira mais usada para detectar e medir a quantidade de radiações é por meio de um aparelho conhecido por contador Geiger.

O tubo do contador Geiger é preenchido com o gás argônio.



// Quanto maior a quantidade de radiação que penetra no tubo, maior a intensidade do sinal sonoro e o valor indicado no mostrador.

Quando uma radiação penetra no tubo, provoca a ionização do gás argônio, originando íons positivos e elétrons.

Os elétrons migram para o polo positivo (ânodo), enquanto os íons migram para o polo negativo (cátodo), gerando um pulso elétrico.

Os pulsos elétricos são detectados pelo aparelho e transformados em um sinal sonoro; a medida da quantidade de pulsos, que é proporcional à quantidade de radiações, é indicada em um mostrador.

// A fotografia mostra um contador Geiger. Esse tipo de instrumento de medida de radiações foi imaginado em 1913 por Geiger e aperfeiçoado em 1928 por Walther Müller (1905-1979).



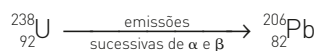
// As pessoas que trabalham em locais onde se utilizam materiais radioativos usam um crachá que contém um filme fotográfico. A análise desse filme permite não só detectar, mas também medir o grau de exposição aos materiais e a quantidade de radiações, que é proporcional ao obscurecimento do filme.

Séries radioativas

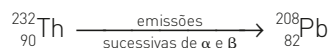
Séries radioativas: conjunto de elementos que têm origem na emissão de partículas α e β , resultando, como produto final, um isótopo estável do chumbo.

Soddy, trabalhando com urânio e tório, por meio de uma sequência de reações químicas, conseguiu determinar que esses elementos, durante o processo radioativo, originavam uma série de elementos intermediários. Assim, foi descoberta a existência de três séries radioativas naturais:

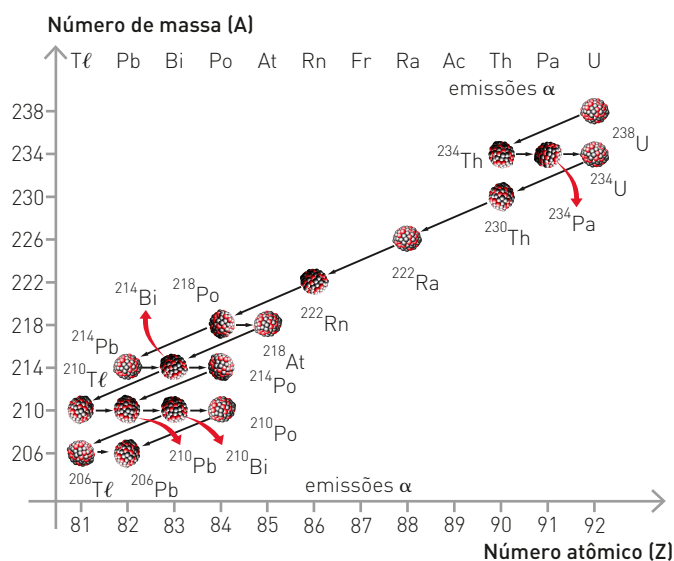
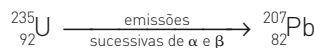
- **Série do urânio (U):**



- **Série do tório (Th):**



- **Série do actínio (Ac)** (acreditava-se que o primeiro elemento da série era o actínio):

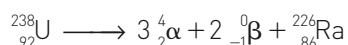


// Nesta representação da série radioativa do ${}^{238}\text{U}$, as emissões α são representadas por setas longas, e as emissões β , por setas curtas.

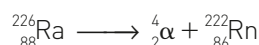
Note que, nessas séries, um átomo de dado elemento químico passa por transformações, denominadas **reações de transmutações**, e dá origem a um átomo de outro elemento. Quando essas transformações ocorrem pela emissão de partículas, como acabamos de ver, são chamadas **transmutações naturais**. Quando são obtidas por bombardeamento de núcleos estáveis com partículas alfa, com prótons, nêutrons, etc., são chamadas **transmutações artificiais**, que estudaremos a seguir.

Uma série radioativa

Em muitas rochas do subsolo e mesmo no solo de algumas regiões estão presentes isótopos radioativos, como o urânio-238 (^{238}U) e o rádio-226 (^{226}Ra). Quando o urânio, naturalmente, sofre um decaimento radioativo, pela emissão de três partículas α e duas β , se converte em rádio.



O rádio assim formado sofre decaimento, emitindo uma partícula α , e se transforma no gás radônio:



Muitos cientistas acreditam ser possível prever um terremoto a partir da observação dos níveis de radônio no ar de determinadas regiões, já que o processo de liberação desse elemento se inicia com o rompimento de rochas abaixo da superfície.

Nas condições ambiente, o radônio é um gás e, portanto, pode difundir-se através de fissuras existentes nas rochas e no solo. Em locais abertos e ventilados, ele espalha-se pelo ar e não chega a ser um perigo para a saúde.

Porém, quando um acúmulo de material radioativo, que libera Rn, se localiza diretamente abaixo de uma casa ou de um edifício, esse gás pode se acumular em recintos fechados, e a sua inalação pelos seres humanos pode tornar-se extremamente perigosa.

Nos pulmões, o Rn inalado rapidamente emite uma partícula α , originando o polônio. Este, por sua vez, se transforma em um isótopo radioativo do chumbo, que, ao longo de muitos decaimentos com liberação de partículas α , β e radiações γ , se transforma em um isótopo estável do chumbo.

O polônio, os elementos provenientes de sua desintegração e as radiações emitidas são uma das causas conhecidas de câncer no pulmão.

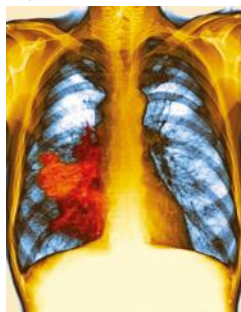
No Brasil, já existem vários estudos sobre a ação do Rn, como pesquisas quantitativas feitas na região metropolitana de Curitiba (PR), na região de Poços de Caldas (MG), que apresenta altas taxas de radioatividade natural nas minas subterrâneas de carvão e fluorita (CaF_2), em Santa Catarina e na Baixada Santista (Santos, SP).



Marka/Alamy/Glow Images

No dia 6/4/2009, ocorreu um terremoto que causou aproximadamente trezentas mortes e muitos danos na cidade de L'Aquila e em outras cidades vizinhas, na região de Abruzzo (Itália). O físico italiano Giampaolo Giuliani afirmou na ocasião que as altas concentrações de radônio no ar, verificadas na região alguns dias antes do terremoto, seriam um indicador do terremoto. No entanto, ainda não existe uma comprovação científica da relação entre a concentração de Rn no ar e os terremotos.

Da Cane Medical Imaging LTD/
SPL/Latinstock



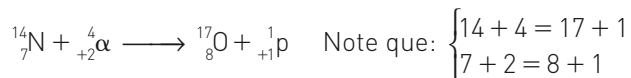
A Organização Mundial da Saúde estima que 10% das mortes causadas por câncer no pulmão, nos Estados Unidos, sejam provocadas pelo Rn e que os efeitos negativos do fumo aumentem o risco desse tipo de câncer em 25%.

Reflita

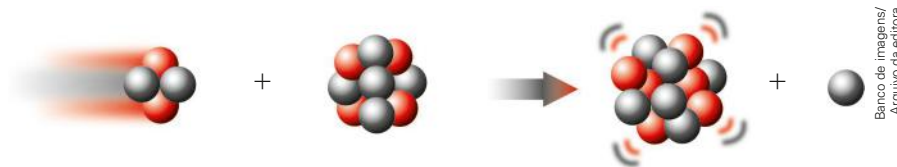
1. Por que em locais abertos o escape do gás radônio não chega a ser um perigo?
2. Equacione a transformação do isótopo de radônio, mencionado no texto, no isótopo de polônio, que tem número atômico 84 e número de massa 210.
3. Quantas partículas alfa e beta são emitidas na transformação do isótopo de polônio em isótopo de chumbo? Dados: $Z = 82$; $A = 206$.
4. Em alguns lugares do mundo há uma detecção maior de radônio. Pesquise na internet ou na biblioteca de sua escola ou cidade quais são os três locais no mundo com maior concentração de radônio por metro cúbico de ar. Quais são as possíveis consequências disso para a população local?

Transmutação artificial

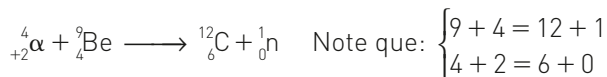
Simultaneamente à realização de experiências para estudar a estrutura do átomo, Ernest Rutherford realizou uma reação de transmutação artificial. Ele percebeu que, se átomos do isótopo de $^{14}_7\text{N}$ fossem bombardeados com partículas α , eles dariam origem ao isótopo de oxigênio $^{17}_8\text{O}$ e a um próton. A representação dessa reação nuclear de transmutação é:



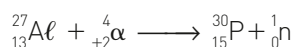
Outra reação de transmutação muito importante, responsável pelo descobrimento do nêutron, foi feita por James Chadwick (1891-1974) em 1932. Ao bombardear o isótopo de ^9_4Be com partículas α , Chadwick percebeu que se formavam o $^{12}_6\text{C}$ e uma nova partícula, que ele denominou **nêutron** (^1_0n).



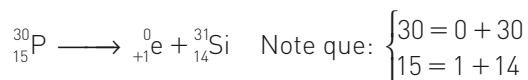
Essa reação pode ser representada por:



Irene Joliot-Curie e seu marido, Frédéric Joliot, realizando experiências de bombardeamento de alumínio $^{27}_{13}\text{Al}$ com partículas α , em 1934, perceberam que eram produzidos um isótopo de $^{30}_{15}\text{P}$ e um nêutron. A reação nuclear desse processo é representada por:



Eles perceberam também que esse isótopo do fósforo ($^{30}_{15}\text{P}$) era radioativo e emitia uma partícula de massa igual à do elétron, mas com carga positiva. A essa nova partícula foi dado o nome de **pósitron**, cuja representação é $^0_{+1}\text{e}$; ela originava um isótopo do silício $^{31}_{14}\text{Si}$. Essa reação nuclear é representada por:



Atualmente, a maioria dos radioisótopos usados em diversas áreas, como medicina, indústria, agricultura, etc., é produzida a partir de transmutações artificiais.

// Em 1935, Irene Joliot-Curie e Frédéric Joliot receberam o prêmio Nobel de Química pelos trabalhos de síntese de diversos radioisótopos.

Aceleradores de partículas no Brasil

Os aceleradores são a forma de fazer com que as partículas estudadas atinjam altíssimas velocidades, a ponto de vencer as repulsões eletrostáticas.

Quando se menciona o nome “acelerador de partículas”, é difícil não pensar no LHC (sigla do inglês *Large Hadron Collider*; em português, Grande Colisor de Hádrons), o maior desses aceleradores, pertencente à Organização Europeia para Pesquisa Nuclear (Cern).

O que poucas pessoas sabem é que o Brasil também conta com um acelerador desde 1997, do Laboratório de Luz Síncrotron (LNLS), em Campinas. O Síncrotron é o único na América Latina, e é capaz de emitir radiação de alto brilho em diversas frequências, desde infravermelho até raios X.

O LNLS é, hoje, subordinado ao Centro Nacional de Pesquisa em Energia e Materiais (CNPEM) e possui dezesseis estações experimentais.

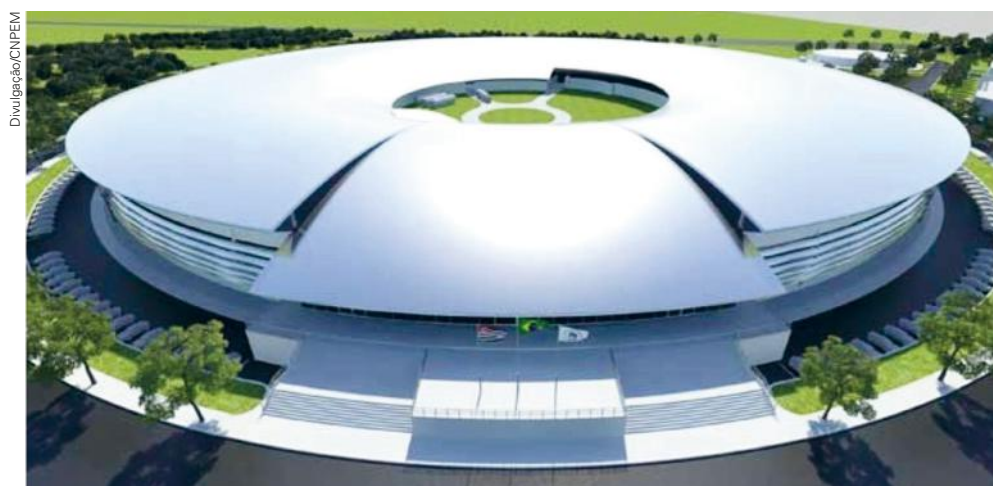
No começo de 2013, foi anunciada a construção de mais um acelerador no LNLS: o Sirius. Esse acelerador, de terceira geração, será capaz de emitir radiação com maior brilho e gerar imagens com maior resolução que o de 1997, de segunda geração.

A expectativa é a de que o Sirius atraia pesquisadores do mundo todo e atenda às mais diversas áreas da Ciência, como Medicina, Biotecnologia, Biologia molecular, Nanotecnologia e Paleontologia.

Gustavo Tilio/Fotografia gentilmente cedida pelo LNLS



/// Acelerador circular do LNLS, que começou a operar em 1997 em Campinas, no interior de São Paulo.



/// Concepção artística do acelerador Sirius depois de finalizado.

Fontes: <www.cnpem.br>; <www.ifsc.usp.br>. Acesso em: 4 abr. 2014.

Refleta

1. Pesquise na internet ou na biblioteca da sua escola ou cidade os seguintes temas:

- Quais são as diferenças entre o funcionamento do LHC europeu e o do acelerador do LNLS de Campinas?
- Que descoberta do LHC, anunciada em 2012, foi considerada revolucionária para os conhecimentos da Física e da Química? Qual é a importância dela?
- Em que fase se encontra, no momento em que você está utilizando este livro, o projeto de construção do Sirius, o segundo acelerador brasileiro, anunciado no começo de 2013?

Síntese nuclear dos elementos

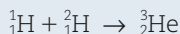
Os elementos mais leves, como hidrogênio, hélio e pequenas porções de lítio e berílio, foram formados na expansão do Universo no momento logo após o *big-bang*. Todos os elementos pesados devem a sua existência às reações nucleares que ocorrem nas estrelas.

Esses elementos pesados não foram formados em quantidades iguais. Em nosso universo, por exemplo, carbono e oxigênio são milhões de vezes mais abundantes do que lítio e boro e até mesmo cerca de 100 milhões de vezes mais abundantes do que o berílio. Na verdade, considerando os elementos mais pesados do que o hélio, carbono e oxigênio são os mais abundantes.

Esses fatos são mais do que uma curiosidade acadêmica, dado que esses elementos, com o hidrogênio, são os mais importantes para a vida na Terra. Vejamos qual é o fator responsável pela elevada abundância de carbono e oxigênio no universo.

Uma estrela é formada por uma nuvem de gás e poeira denominada nebulosa. Nas condições adequadas, forças gravitacionais promovem o colapso dessa nuvem, de modo que a densidade e a temperatura do objeto aumentam até que se inicie um processo de fusão nuclear.

Átomos de hidrogênio comuns sofrem fusão formando deutério, e esses posteriormente formam hélio, como pode ser representado pelas reações nucleares abaixo:

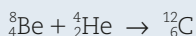


Esse processo, denominado queima do hidrogênio, é dominante durante a vida de uma estrela.

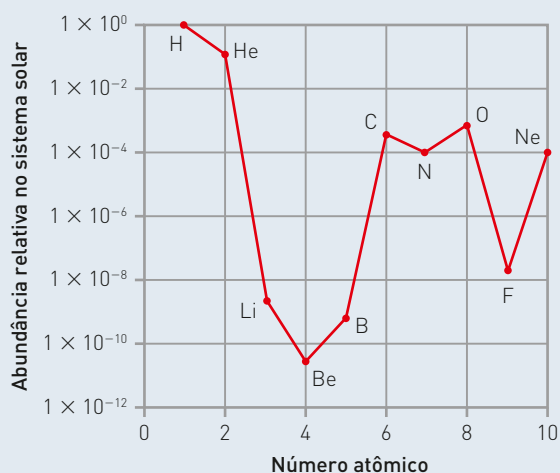
Uma vez que as reservas de hidrogênio da estrela estão quase esgotadas, importantes mudanças ocorrem e a estrela entra na próxima fase de sua vida, sendo denominada gigante vermelha.

O decréscimo na taxa de fusão nuclear provoca uma contração do núcleo da estrela, provocando um aumento da temperatura e da pressão do núcleo. Simultaneamente, as regiões mais externas sofrem expansão e resfriam o suficiente para que a estrela possa emitir luz na região do vermelho, sendo por isso denominada gigante vermelha.

Nessa fase, a estrela passa a utilizar o He ($Z = 2$; $A = 4$) como combustível para a fusão nuclear, formando elementos mais pesados, como pode ser representado pelas equações abaixo:



Esse estágio da fusão nuclear é denominado queima do hélio. Note que o carbono ($Z = 6$) é formado sem que ocorra a formação anterior dos elementos de números atômicos 3, 4 e 5, o que pode explicar em parte sua maior abundância. O nitrogênio é relativamente abundante pois pode ser formado a partir do carbono, em uma série de reações que envolvem a captura de prótons e a emissão de pósitrons.



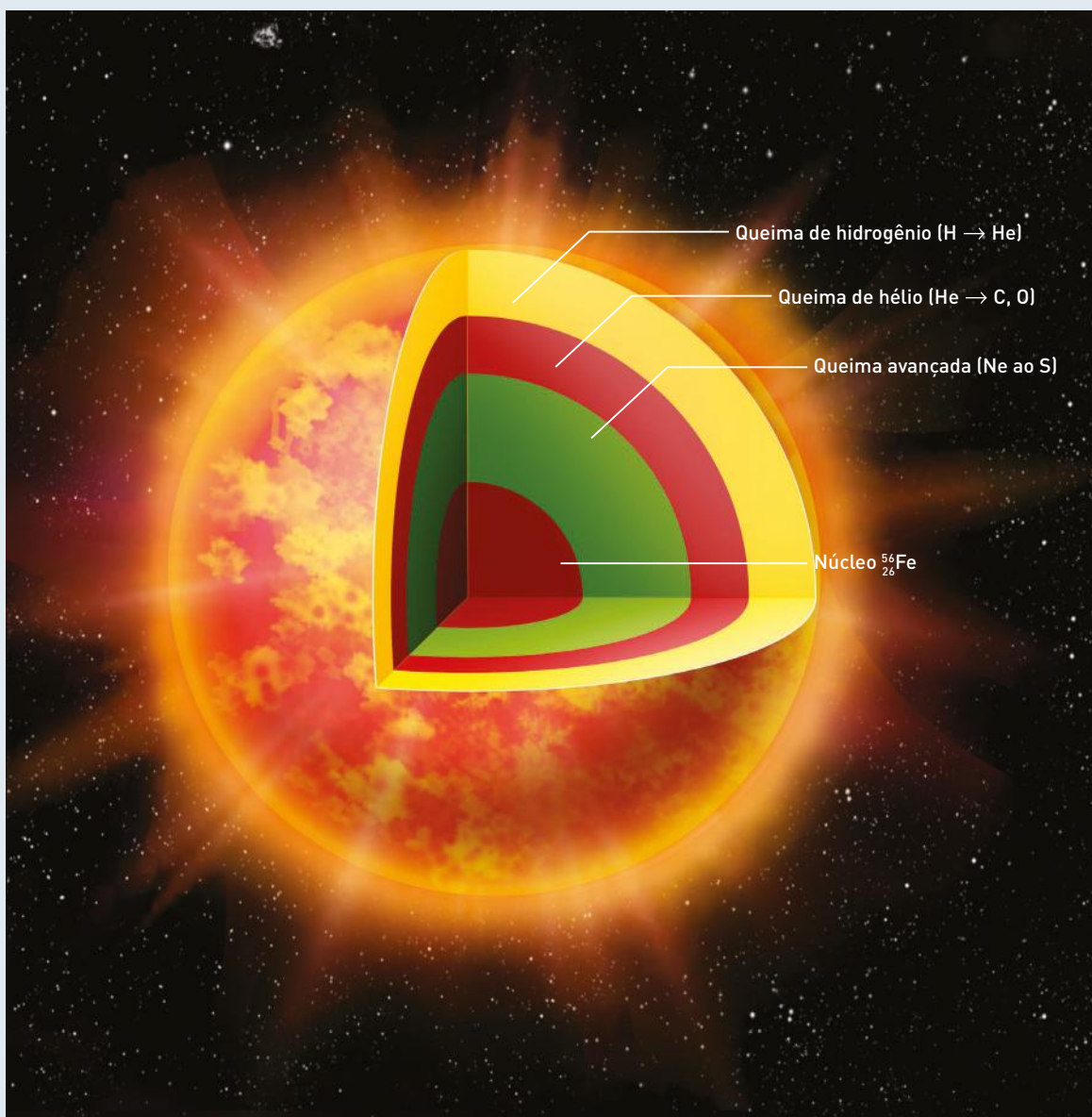
Banco de imagens/Arquivo da editora

A maior parte das estrelas sofre resfriamento, uma vez que o hélio foi convertido em carbono e oxigênio, terminando suas vidas como anãs brancas. Nessas fases, as estrelas tornam-se extremamente densas, cerca de um milhão de vezes mais densas do que o Sol.

A elevada densidade das anãs brancas é acompanhada por temperaturas e pressões extremamente elevadas no núcleo, de modo que ocorre a fusão de uma série de átomos, promovendo a formação de elementos do neônio até o enxofre. Esse estágio é chamado de fusão avançada.

Progressivamente, elementos mais pesados são formados de modo que no núcleo acaba ocorrendo o predomínio de ferro ($Z = 26$; $A = 56$). Esses núcleos mais estáveis acabam por consumir mais energia do que liberam. Nessa fase pode ocorrer um colapso gravitacional da estrela denominado explosão supernova. Uma série de sequências de radioativas em que ocorre a captura de nêutrons e prótons subsequente promove a formação de elementos mais pesados, como o ferro e o níquel.

Sem a explosão supernova, os elementos mais pesados que são tão familiares para nós, como prata, ouro, iodo, chumbo e urânio, não existiriam.



BROWN, T. L. et al. *Chemistry: The Central Science*. Prentice Hall, p. 939.

Pequena loja do rádio

Nos primeiros anos após a descoberta do elemento rádio, acreditava-se que essa fonte de grande energia poderia ser usada com múltiplas finalidades, tais como: rejuvenescer a pele, tornando-a mais bonita; curar problemas dermatológicos; fortificar o organismo; limpar objetos e até mesmo curar cânceres. O rádio, então considerado uma substância milagrosa, foi incorporado a uma série de produtos: cremes de beleza, pílulas, dentifrícios, navalhas usadas para barbear, compressas para contusões, esfregões, “fontes” de água radioativa, etc.



Reprodução/Arquivo da editora

// Propaganda de creme de beleza.



Reprodução/Arquivo da editora

// Propaganda de produto para acelerar o crescimento de plantas.



Reprodução/Arquivo da editora

// Propaganda de isca brilhante para peixe.



Reprodução/Arquivo da editora

// Propaganda de esfregão.

No entanto, com o passar do tempo, começou-se a perceber que os produtos que continham rádio causavam mais males do que benefícios. Os malefícios só não foram mais significativos porque o rádio — muito caro — era adicionado a esses produtos em quantidades muito pequenas.

A partir de descobertas científicas, novos produtos chegam aos consumidores — e não são poucos. Exemplos recentes são o telefone celular, o forno de micro-ondas, o DVD; todos os anos surge uma novidade a fim de atender a um mercado bem abrangente e diferenciado. Contudo, antes de chegarem às lojas, as indústrias e os órgãos de fiscalização devem testar não apenas a qualidade e a eficiência desses produtos, mas, principalmente, seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente.



Health Protection Agency/SPL/latinstock

// Aparelho usado para a obtenção de água radioativa.

Reflita

- O rádio é um elemento muito mais radioativo do que o próprio urânio, e seu produto de decaimento natural, o gás radônio, também é radioativo. Dos três cuidados abaixo, qual deles é o mais adequado para armazenar o rádio? Justifique.
 - Manter o local bem iluminado.
 - Manter o local bem arejado.
 - Manter o local completamente isolado.

2. Abaixo foi reproduzido o rótulo de uma garrafa de 500 mL de água mineral comercializada no Brasil.

Análise N^o 377/lamin/C.P.R.M de 11/06/99

Composição química provável (mg/L)

bário	0,084
cálcio	16,6
magnésio	6,56
potássio	2,60
sódio	7,90
sulfatos	1,38
bicarbonato	91,87
nitrato de sódio	8,21
cloreto de sódio	4,01

Características físico-químicas

- pH a 25 °C: 6,33
- Temperatura da água na fonte: 21,6 °C
- Condutividade elétrica a 25 °C: $1,94 \cdot 10^{-4}$ mhos/cm
- Resíduo de evaporação a 180 °C calculando 130,94 mg/L
- Radioatividade na fonte a 20 °C e 760 mm de Hg: 9,83 Maches

Segundo o Código de Águas Minerais (decreto-lei 7.841, de 8/8/1945), em seu artigo 35, as águas minerais radioativas podem conter radônio em dissolução, obedecendo aos seguintes limites:

Classificação da água	Unidades Mache, por litro, a 20 °C e 760 mmHg de pressão
fracamente radioativa	5 a 10
radioativa	10 a 50
fortemente radioativa	superior a 50

A unidade Mache está obsoleta. Para se medir a quantidade de radônio emanada de um litro de água contendo urânio e seus descendentes radioativos, a unidade mais apropriada atualmente é a Becquerel/L (Bq/L). Sabendo-se que 1 Mache equivale a 12,802 Becquerel/L, responda aos itens abaixo.

- Segundo as informações trazidas pelo rótulo, qual a classificação dessa água?
- Qual a quantidade de radônio emanada por essa garrafa de 500 mL de água em Bq/L?

3. A radioatividade tem aplicações importantes na Medicina, por exemplo, o uso de radiotraçadores, que permitem identificar, no corpo, o local da emissão de radioatividade (como nos exames de cintilografia). De acordo com essa técnica, após o paciente receber uma dose de radiotraçador, a emissão realizada por esse material é detectada em filmes fotográficos, evidenciando a imagem do órgão que se pretende estudar. Como esses radiotraçadores se acumulam nos órgãos, é necessário que a dose introduzida no organismo seja pequena, para evitar contaminação. Quais seriam os possíveis efeitos da ingestão de uma dose maior de rádio, em solução de alta concentração?

4. Por que é permitida a ingestão de água mineral de fontes radioativas?

5. Em sua opinião, antes de um produto ser lançado, principalmente aqueles relacionados às descobertas recentes, seus efeitos sobre o ser humano e o meio ambiente são suficientemente verificados?

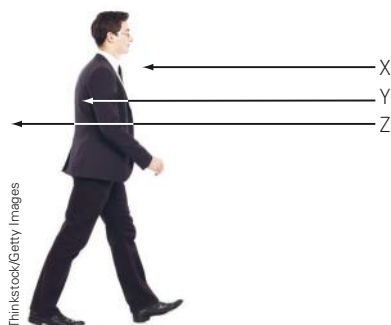
EXPLORE SEU MUNDO

Vá ao supermercado e observe os rótulos de diferentes marcas de águas minerais obtidas de fontes radioativas naturais. Compare o nível de radiação emitida por cada uma delas.

Fundamentando seus conhecimentos

1. Faça a associação correta:
 (I) alfa (α) (A) maior velocidade
 (II) beta (β) (B) menor velocidade
 (III) gama (γ) (C) corresponde a um elétron
 (D) radiação (onda eletromagnética)
 (E) núcleo de hélio

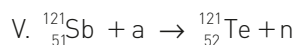
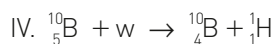
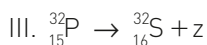
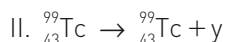
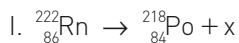
2. Indique as partículas α , β e a radiação γ às letras X, Y e Z, relacionando seus poderes de penetração.



As seguintes representações de partículas e radiação devem ser utilizadas para responder ao exercício 3.

alfa	${}^4_{+2}\alpha$
beta	${}^0_{-1}\beta$ ou ${}^0_{-1}e$
gama	${}^0_0\gamma$
próton	${}^1_{+1}p$
nêutron	1_0n
pósitron	${}^0_{-1}e$ ou ${}^0_{+1}\beta$

3. Copie e complete as seguintes reações nucleares:

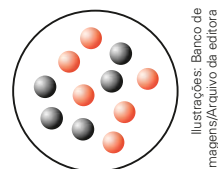


Nos exercícios 4 a 7 utilizaremos a convenção:

● próton

● nêutron

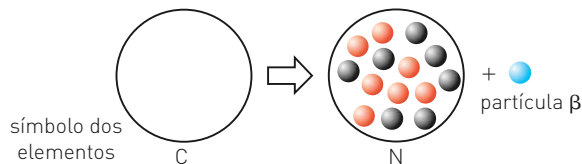
4. Considere a representação do núcleo de um isótopo radioativo do elemento carbono (C).



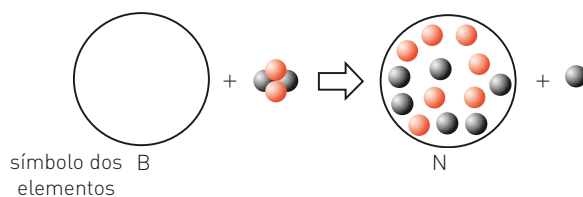
Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

- a) Escreva em seu caderno a representação desse isótopo, indicando o número atômico (Z) e o número de massa (A).
- b) Escreva em seu caderno a equação que representa a emissão de um pósitron pelo isótopo do carbono, originando um elemento X.

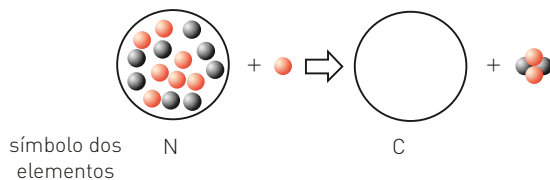
5. Equacione o decaimento nuclear representado pelo esquema.



6. Equacione a transmutação artificial representada pelo esquema.



7. Equacione a transmutação artificial representada pelo esquema.



8. (UFV-MG) Ao emitir uma partícula alfa (α), o isótopo radioativo de um elemento transforma-se em outro elemento com número atômico e número de massa menores, conforme ilustrado pela equação a seguir:



A emissão de uma partícula beta (β) por um isótopo radioativo de um elemento transforma-o em

outro elemento de mesmo número de massa e número atômico uma unidade maior, conforme ilustrado pela equação a seguir:



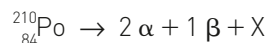
Com base nas informações dadas acima, indique a alternativa correta relacionada às características das partículas α e β :

- a) A partícula α tem 2 prótons e 4 nêutrons.
- b) A partícula β tem carga negativa e massa comparável à do próton.
- x c) A partícula α tem 2 prótons e 2 nêutrons.**

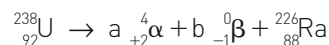
d) A emissão da partícula β é resultado da transformação de 1 próton em 1 nêutron.

e) A partícula β , por ter massa maior que a partícula α , tem maior poder de penetração.

9. Determine o número atômico (Z) e o número de massa (A) do elemento X:



10. Determine o número de partículas α e β emitidas na transformação do ${}_{92}^{238}\text{U}$ em ${}_{88}^{226}\text{Ra}$:



Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (Unimontes-MG) A figura abaixo representa a separação da radiação proveniente de um material radioativo (mineral de urânio) em I, II e III.



Assim, III corresponde à radiação:

- x a) alfa.**
- b) beta.
- c) gama.
- d) delta.

2. (Enem-PPL)

Partículas beta, ao atravessarem a matéria viva, colidem com uma pequena porcentagem de moléculas e deixam atrás de si um rastro aleatoriamente pontilhado de radicais livres e íons quimicamente ativos. Essas espécies podem romper ainda outras ligações moleculares, causando danos celulares.

HEWITT, P. G. Física conceitual. Porto Alegre: Bookman, 2002 (adaptado).

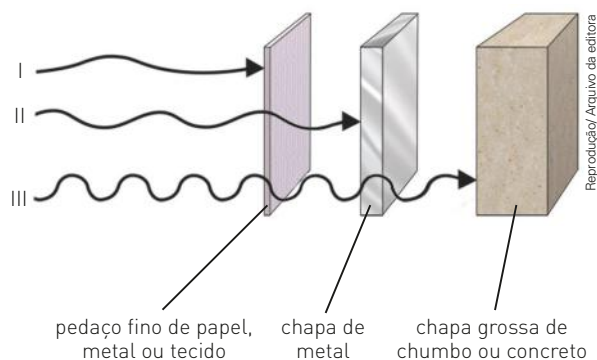
A capacidade de gerar os efeitos descritos dá-se porque tal partícula é um:

- x a) elétron e, por possuir massa relativa desprezível, tem elevada energia cinética translacional.**
- b) nêutron e, por não possuir carga elétrica, tem alta capacidade de produzir reações nucleares.
- c) núcleo do átomo de hélio (He) e, por possuir massa elevada, tem grande poder de penetração.

d) fóton e, por não possuir massa, tem grande facilidade de induzir a formação de radicais livres.

e) núcleo do átomo de hidrogênio (H) e, por possuir carga positiva, tem alta reatividade química.

3. (UnB-DF) Ao acessar a rede internet, procurando algum texto a respeito do tema radioatividade, no "Cadê?" (<http://www.cade.com.br>), um jovem depa-rou-se com a seguinte figura, representativa do poder de penetração de diferentes tipos de radiação:



Com o auxílio da figura, julgue os itens a seguir:

- x a) A radiação esquematizada em II representa o poder de penetração das partículas beta.**
- b) A radiação esquematizada em III representa o poder de penetração das partículas alfa.
- c) As partículas alfa e beta são neutras.
- d) Quando um núcleo radioativo emite uma radiação do tipo I, o número atômico fica inalterado.

4. (UPF-RS) Radioatividade é a denominação recebida em razão da capacidade que certos átomos têm de emitir radiações eletromagnéticas e partículas de seus núcleos instáveis para adquirir estabilidade.



[Disponível em: <http://mob77.photobucket.com/albums/j76/j_rosario/einstein.jpg?t=1242306642>. Acesso em: 23 set. 2014]

Considerando a informação apresentada, assinale a alternativa incorreta.

- a) A emissão de partículas alfa (α) e beta (β) pelo núcleo faz com que o átomo radioativo de determinado elemento químico se transforme num átomo de um elemento químico diferente.
- b) Partículas alfa (α) são partículas denominadas “pesadas”, com carga elétrica positiva, constituídas de 2 prótons e de 2 nêutrons (como em um núcleo de hélio).
- ☒ c) A radiação gama (γ) apresenta um pequeno poder de ionização, pois este depende quase exclusivamente da carga elétrica; assim, a radiação γ praticamente não forma íons.
- d) Os danos causados aos seres humanos pelas partículas alfa (α) são considerados pequenos, uma vez que tais partículas podem ser detidas pelas camadas de células mortas da pele.
- e) O poder de penetração da radiação gama (γ) é considerado pequeno e pode ser detido por uma folha de papel ou uma chapa de alumínio de espessura menor do que 1 mm.

5. (PUC-RJ) Na equação do processo nuclear, ${}^{14}_7\text{N} + {}^1_1\text{H} \rightarrow {}^{11}_6\text{C} + {}^4_2\text{He}$, constata-se que no núcleo do isótopo:

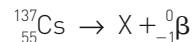
- a) ${}^{14}_7\text{N}$ há 14 prótons.
- b) ${}^1_1\text{H}$ há 1 nêutron.

c) ${}^{11}_6\text{C}$ há 5 elétrons.

☒ d) ${}^4_2\text{He}$ há 2 nêutrons.

e) ${}^{14}_7\text{N}$ há 21 prótons.

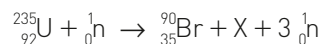
6. (Puccamp-SP) O isótopo do elemento césio de número de massa 137 sofre decaimento segundo a equação:



O número atômico do isótopo que X representa é igual a:

- a) 54. d) 136.
- ☒ b) 56. e) 138.
- c) 57.

7. (PUC-RJ) Num processo de fissão nuclear, um nêutron colidiu com o núcleo de um isótopo do urânio levando à formação de dois núcleos menores e liberação de nêutrons que produziram reações em cadeia com liberação de grande quantidade de energia. Uma das possíveis reações nucleares nesse processo é representada por:



O produto X formado na fissão nuclear indicada acima, é um isótopo do elemento químico:

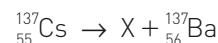
- a) Tório.
- b) Xenônio.
- c) Chumbo.
- ☒ d) Lantânio.
- e) Radônio.

8. (PUC-SP) No dia 13 de setembro desse ano, completaram-se 30 anos do acidente com o Césio-137.



Fonte: <https://teledramaturgiaglobo.files.wordpress.com/2015/08/20121001-quinta-feira01101987.jpg?w=1200&h=644&crop=1>

Observe a equação a seguir:



O X pode ser corretamente substituído por:

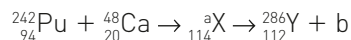
- a) partícula α . c) radiação γ .
- ☒ b) partícula β . d) raio X.

9. (Vunesp-SP)

Cientistas russos conseguem isolar o elemento 114 superpesado.

("Folha Online", 31/5/2006.)

Segundo o texto, foi possível obter o elemento 114 quando um átomo de plutônio-242 colidiu com um átomo de cálcio-48, a $\frac{1}{10}$ da velocidade da luz. Em cerca de 0,5 segundo, o elemento formado transforma-se no elemento de número atômico 112 que, por ter propriedades semelhantes às do ouro, forma amálgama com mercúrio. O provável processo que ocorre é representado pelas equações nucleares:



Com base nessas equações, pode-se dizer que a e b são, respectivamente:

- a) 290 e partícula beta.
- ☒ b) 290 e partícula alfa.
- c) 242 e partícula beta.
- d) 242 e nêutron.
- e) 242 e pósitron.

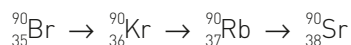
10. (Vunesp-SP)

Água coletada em Fukushima em 2013 revela radioatividade recorde

A empresa responsável pela operação da usina nuclear de Fukushima, Tokyo Electric Power (Tepco), informou que as amostras de água coletadas na central em julho de 2013 continham um nível recorde de radioatividade, cinco vezes maior que o detectado originalmente. A Tepco explicou que uma nova medição revelou que o líquido, coletado de um poço de observação entre os reatores 1 e 2 da fábrica, continha nível recorde do isótopo radioativo estrôncio-90.

(www.folha.uol.com.br. Adaptado.)

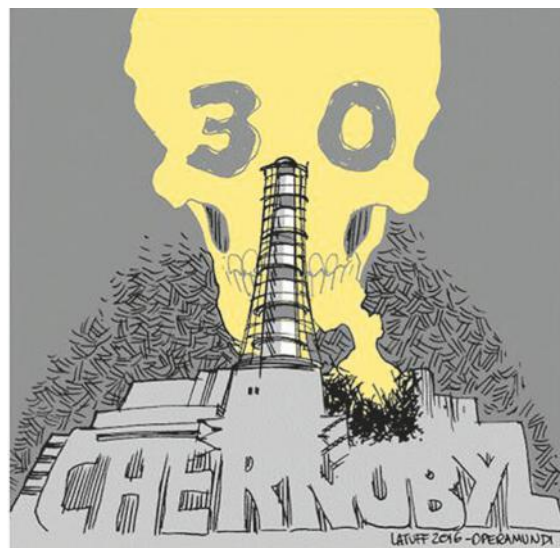
O isótopo radioativo Sr-90 não existe na natureza, sua formação ocorre principalmente em virtude da desintegração do Br-90 resultante do processo de fissão do urânio e do plutônio em reatores nucleares ou em explosões de bombas atômicas. Observe a série radioativa, a partir do Br-90, até a formação do Sr-90:



A análise dos dados exibidos nessa série permite concluir que, nesse processo de desintegração, são emitidas:

- a) partículas alfa.
- b) partículas alfa e partículas beta.
- c) apenas radiações gama.
- d) partículas alfa e nêutrons.
- ☒ e) partículas beta.

11. (UPF-RS) A charge apresentada a seguir, além de rememorar os tristes acontecimentos ocorridos há trinta anos, após o acidente na usina termonuclear de Chernobyl, na Ucrânia, lembra que seus efeitos ainda estão presentes. Na época, o teto do reator, que pesava mil toneladas, foi destruído na explosão, e uma nuvem de radiação tomou a cidade. A vegetação, o solo e a água foram contaminados, sendo necessária a evacuação dos moradores. A nuvem radioativa, representada na charge, contendo cézio-137 e o iodo-131 (além de outros), estendeu-se por vários países da Europa e os impactos ambientais no continente europeu continuam a causar preocupação em escala mundial.



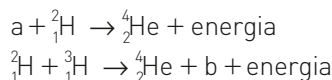
Reprodução/UPF, 2016.

[Disponível em: <http://operamundi.uol.com.br/conteudo/opinia/43943/charge+do+latuff+30+anos+do+desastre+de+chernobyl.shtml>]

Entre os núcleos mencionados, o cézio-137 sofre decaimento, emitindo partículas beta e radiação gama. A equação que representa adequadamente a emissão da partícula beta, por esse núcleo é:

- a) ${}_{55}^{137}\text{Cs} \rightarrow {}_{+1}^0\beta + {}_{54}^{131}\text{Xe} + \gamma$.
- b) ${}_{55}^{137}\text{Cs} + {}_{-1}^0\beta \rightarrow {}_{54}^{137}\text{Xe} + \gamma$.
- c) ${}_{55}^{137}\text{Cs} + {}_{-1}^0\beta \rightarrow {}_{52}^{131}\text{Te}$.
- ☒ d) ${}_{55}^{137}\text{Cs} \rightarrow {}_{-1}^0\beta + {}_{56}^{137}\text{Ba} + \gamma$.
- e) ${}_{55}^{137}\text{Cs} + {}_{+1}^0\beta \rightarrow {}_{54}^{133}\text{Xe} + {}_{+2}^4\alpha$.

12. (UPF-RS) No último dia 9 de agosto, o Japão lembrou os 71 anos do bombardeio de Nagasaki. Uma fusão nuclear consiste na união de dois núcleos atômicos, com grande liberação de energia. A seguir, apresentam-se representações de duas equações de fusão nuclear.



Assinale a alternativa que informa corretamente o que representam a e b respectivamente:

- a) Partícula alfa e nêutron.
X b) Núcleo de deutério e nêutron.

- c) Núcleo de hidrogênio e próton.
d) Núcleo de deutério e neutrino.
e) Nêutron e fóton.

13. (ITA-SP) Suponha que um metal alcalinoterroso se desintegre radioativamente emitindo uma partícula alfa. Após três desintegrações sucessivas, em qual grupo (família) da tabela periódica deve-se encontrar o elemento resultante desse processo?

- a) 13 (IIIA)
X b) 14 (IVA)
c) 15 (VA)
d) 16 (VIA)
e) 17 (VIIA)

Desafiando seus conhecimentos

Consulte a tabela periódica sempre que necessário.

1. (Uema) Leia o texto que se refere ao acidente, causado por uma reação nuclear que caracteriza o fenômeno da radioatividade.

“Um estudo publicado pela Organização Mundial de Saúde (OMS) concluiu que o acidente nuclear na usina japonesa de Fukushima, causado por um tsunami em 2011, oferece apenas riscos baixos para a população em geral, tanto no Japão quanto nos países vizinhos.

No entanto, para quem vivia em regiões muito próximas à usina, o risco estimado para alguns tipos de câncer é maior. Nas áreas que realmente foram contaminadas, o risco é alto, mas ele já reduz drasticamente mesmo em outros pontos do município de Fukushima.

O relatório da OMS destaca a necessidade de monitoramento de saúde em longo prazo para quem tem alto risco, assim como a provisão de controle médico e serviços de apoio, completou Maria Neira, diretora de saúde pública e meio ambiente da OMS. A organização destacou ainda que é preciso oferecer suporte psicossocial às populações afetadas pelo acidente.”

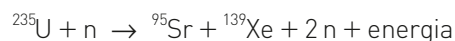
Fonte: Disponível em: <<http://www.g1.globo.com>>. Acesso em: 12 jul. 2013.

A radioatividade é a capacidade que os átomos de determinados elementos químicos apresentam de emitir espontaneamente energia sob a forma de partículas ou de radiação eletromagnéticas. Em uma reação nuclear, há:

- a) participação somente de elétrons da última camada do átomo.

- b) dependência da pressão e temperatura na velocidade do processo.
c) identificação da estabilidade do núcleo atômico por meio do número de prótons.
X d) decomposição radioativa de núcleos e formação de novos núcleos mais estáveis.
e) modificação e formação de substâncias, ocorrendo apenas um reagrupamento de átomos.

2. (Enem) A energia nuclear é uma alternativa aos combustíveis fósseis que, se não gerenciada de forma correta, pode causar impactos ambientais graves. O princípio da geração dessa energia pode se basear na reação de fissão controlada do urânio por bombardeio de nêutrons, como ilustrado:



Um grande risco decorre da geração do chamado lixo atômico, que exige condições muito rígidas de tratamento e armazenamento para evitar vazamentos para o meio ambiente.

Esse lixo é prejudicial, pois

- a) favorece a proliferação de microrganismos termófilos.
b) produz nêutrons livres que ionizam o ar, tornando-o condutor.
c) libera gases que alteram a composição da atmosfera terrestre.
d) acentua o efeito estufa decorrente do calor produzido na fissão.
X e) emite radiação capaz de provocar danos à saúde dos seres vivos.

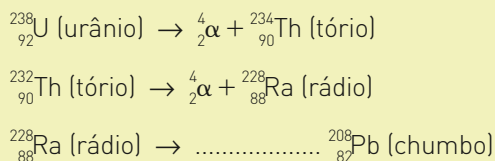
3. [Cefet-RJ]

“O acidente nuclear de Fukushima alcançou o nível de gravidade 6, quase chegando ao nível do Chernobyl (7), afirmou nesta segunda-feira o presidente da Autoridade Francesa de Segurança Nuclear (ASN), André-Claude Lacoste.”

“A exposição aos raios não é o único risco ao qual o corpo humano está sujeito em relação à radioatividade. É ainda mais importante evitar que as pessoas incorporem material radiativo. A forma mais comum de isto acontecer é pela inalação de gases que se misturam à atmosfera depois de um vazamento.”

Agência AFP: segunda-feira, 14 de março de 2011.

Por apresentar um núcleo instável, o Urânio ($^{238}_{92}\text{U}$) emite radiações e partículas transformando-se sequencialmente até chegar a elementos mais estáveis como é mostrado abaixo:



Marque a alternativa que apresenta respectivamente o número de prótons do Urânio, o número atômico do Tório e o número de nêutrons do Chumbo.

- a) 238, 90 e 82 **x c) 92, 90 e 126**
b) 92, 234 e 126 d) 238, 234 e 82

4. [UPM-SP]

2011 — Ano Internacional da Química

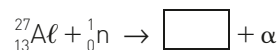
A Unesco, em conjunto com a IUPAC, decidiu instituir, em 2011, o Ano Internacional da Química, tendo, como meta, promover, em âmbito mundial, o conhecimento e a educação química em todos os níveis. Além da celebração dos inúmeros benefícios da Química para a humanidade, o ano de 2011, também coincide com o centésimo aniversário do recebimento do prêmio Nobel de Química por Marie Curie, celebrando a contribuição das mulheres à ciência. Marie Curie e seu marido Pierre Curie descobriram, em 1898, o elemento químico radioativo Polônio, de número atômico 84, que foi batizado com esse nome em homenagem a Polônia, pátria de origem de Marie Curie. O elemento químico Polônio tem 25 isótopos conhecidos, com números de massa que variam de 194 a 218. O Po-210 é o isótopo natural mais comum,

com um período de meia-vida de 134,8 dias, e sua reação de decaimento produz o chumbo (Pb-206).

O decaimento do Po-210 a Pb-206 é corretamente expresso pela equação:

- a) $^{84}_{210}\text{Po} \rightarrow ^{82}_{206}\text{Pb} + \alpha$.
b) $^{84}_{210}\text{Po} \rightarrow ^{82}_{206}\text{Pb} + \beta$.
c) $^{84}_{210}\text{Po} \rightarrow ^{82}_{206}\text{Pb} + \alpha + \beta$.
x d) $^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{206}_{82}\text{Pb} + \alpha$.
e) $^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{206}_{82}\text{Pb} + \beta$.

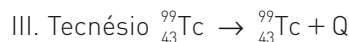
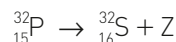
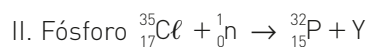
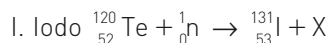
5. [PUC-RJ] Complete a equação da reação nuclear abaixo:



A opção que corresponde ao elemento químico obtido nessa reação é:

- x a) sódio.** d) argônio.
b) cromo. e) cálcio.
c) manganês.

6. [Uern] “Não é apenas na medicina que a radioatividade encontra aplicações práticas. Ela pode ser utilizada também para esterilizar alimentos em geral, detectar vazamentos em tubulações, analisar a espessura de chapas e estudar o mecanismo de reações químicas e bioquímicas”. São dadas três reações nucleares:



Assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, os significados de X, Y, Z e Q nas reações I, II e III.

- a) α , β , α , γ . c) β , α , β , β .
b) α , β , α , α . **x d) β , α , β , γ .**

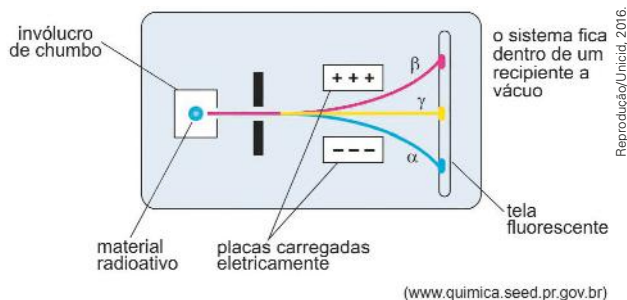
7. [UPM-SP] O urânio-238 após uma série de emissões nucleares de partículas alfa e beta, transforma-se no elemento químico chumbo-206 que não mais se desintegra, pelo fato de possuir um núcleo estável. Dessa forma, é fornecida a equação global que representa o decaimento radioativo ocorrido.



Assim, analisando a equação anterior, é correto afirmar-se que foram emitidas:

- ☒ a) 8 partículas α e 6 partículas β .
- b) 7 partículas α e 7 partículas β .
- c) 6 partículas α e 8 partículas β .
- d) 5 partículas α e 9 partículas β .
- e) 4 partículas α e 10 partículas β .

8. (Unicid-SP) A figura mostra os três tipos de radiação resultantes da desintegração de elementos radioativos naturais.



- a) Quais dessas radiações, alfa, beta ou gama, podem ser chamadas de partículas? Justifique sua resposta, caracterizando tais radiações quanto à carga elétrica.
- b) O fósforo-32 é uma espécie radioativa utilizada no tratamento radioterápico de alguns tipos de câncer. Na desintegração radioativa deste radioisótopo, forma-se enxofre-32. Escreva uma equação que represente esse processo.

9. (USF-SP) O tecnécio (${}_{43}^{98}\text{Tc}$) é um elemento artificial de alto índice de radioatividade. Suas principais aplicações estão voltadas principalmente para a produção de ligas metálicas e, em medicina nuclear, para a fabricação de radiofármacos. Com relação à distribuição eletrônica desse elemento e suas emissões radioativas, responda ao que se pede.

- a) Qual a sua distribuição eletrônica por subníveis de energia?
- b) Qual a fórmula dos compostos iônicos formados entre o tecnécio catiônico (+2) com:
 - oxigênio ($Z = 8$)?
 - cloro ($Z = 17$)?
- c) Qual o valor do número de massa e do número atômico do átomo formado quando o tecnécio sofre três decaimentos alfa e um decaimento beta?

10. (Espcex/Aman) Considere as seguintes afirmativas:
- I. O poder de penetração da radiação alfa (α) é maior que o da radiação gama (γ).

II. A perda de uma partícula beta (β) por um átomo ocasiona a formação de um átomo de número atômico maior.

III. A emissão de radiação gama a partir do núcleo de um átomo não altera o número atômico e o número de massa deste átomo.

IV. A desintegração de ${}_{88}^{226}\text{Ra}$ a ${}_{83}^{214}\text{Bi}$ envolve a emissão consecutiva de três partículas alfa (α) e duas betas (β).

Das afirmativas apresentadas estão corretas apenas:

- a) I e II.
- ☒ d) II e III.
- b) I e III.
- e) II e IV.
- c) I e IV.

11. (PUC-RJ) As três primeiras etapas na série de decaimento radioativo do urânio 238 envolvem emissão sucessiva de uma partícula alfa, uma partícula beta e outra partícula beta. Sobre o elemento resultante do decaimento, é correto afirmar que:

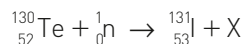
- a) na 1ª etapa, possui número de massa 234 e número atômico 92.
- ☒ b) após as duas primeiras etapas, possui número de massa 234 e número atômico 91.
- c) após as três etapas, possui 144 nêutrons em seu núcleo.
- d) na 1ª etapa, possui 90 nêutrons em seu núcleo.
- e) após as três etapas, possui 96 prótons em seu núcleo.

12. (UPM-SP) Os radiofármacos são radiotativos utilizados no diagnósticos ou tratamento de doenças e disfunções do organismo humano. O molibdênio-99 serve para produzir geradores de tecnécio-99, o radiofármaco usado em mais de 80% dos procedimentos adotados na medicina nuclear, cujo papel é fundamental no diagnóstico de doenças associadas ao coração, fígado, rim, cérebro, pulmão, tireoide, estômago e sistema ósseo, entre outras. Usando seus conhecimentos, a respeito das reações nucleares e dos símbolos dos elementos químicos, a alternativa que melhor representa, simplificada, a transformação de molibdênio-99 em tecnécio-99 é

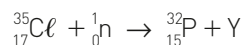
- ☒ a) ${}_{42}^{99}\text{Mo} \rightarrow {}_{43}^{99}\text{Tc} + \beta$
- d) ${}_{42}^{99}\text{Mo} \rightarrow {}_{43}^{99}\text{Tc} + \alpha$
- b) ${}_{42}^{99}\text{Mo} \rightarrow {}_{43}^{99}\text{Tc} + \alpha$
- e) ${}_{42}^{99}\text{Mo} \rightarrow {}_{43}^{99}\text{Te} + \beta$
- c) ${}_{42}^{99}\text{Mo} \rightarrow {}_{43}^{99}\text{Te} + \alpha$

13. (UEL-PR) Os elementos radioativos têm muitas aplicações. A seguir, estão exemplificadas algumas delas.

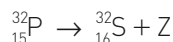
- I. O iodo é utilizado no diagnóstico de distúrbios da glândula tireoide, e pode ser obtido pela seguinte reação:



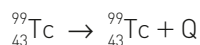
- II. O fósforo é utilizado na agricultura como elemento traçador para proporcionar a melhoria na produção do milho, e pode ser obtido pela reação:



Sua reação de decaimento é:



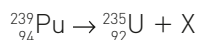
- III. O tecnécio é usado na obtenção de imagens do cérebro, fígado e rins, e pode ser representado pela reação:



Assinale a alternativa que indica, respectivamente os significados de X, Y, Z e Q nas alternativas I, II e III.

- a) α , β , γ , α . d) β , α , β , β .
b) α , β , α , γ . **X**e) β , α , β , γ .
c) γ , β , γ , α .

14. (Uece) A missão *Mars Science Laboratory*, que chegará a Marte em agosto deste ano, está levando consigo um robô movido a plutônio. Segundo a Nasa, o calor gerado pelo material nuclear produz 110 watts de eletricidade, o suficiente para alimentar o robô. O plutônio-239 sofre decaimento de acordo com a seguinte reação nuclear:



No que diz respeito a X, assinale a opção correta.

- X**a) Pode ser encontrado no grupo 18 (8A).
b) É o núcleo de um átomo que se encontra no grupo 2 (2A).
c) Sua distribuição eletrônica é $1s^2 2s^2$.
d) Possui 4 nêutrons.

15. (Fatec-SP) Leia o texto.

Lise Meitner, nascida na Áustria em 1878 e doutora em Física pela Universidade de Viena, começou a trabalhar, em 1906, com um campo novo e recente da época: a radioquímica. Meitner fez trabalhos significativos sobre os elementos radioativos (descobriu o protactínio, Pa elemento 91) porém sua maior contribuição à ciência do século XX foi a explicação do processo de fissão nuclear. A fissão nuclear é de extrema importância para o desenvolvimento de usinas nucleares e bombas atômicas, pois libera grandes quantidades de energia.

Neste processo, um núcleo de U-235 (número atômico 92) é bombardeado por um nêutron, formando dois núcleos menores, sendo um deles o Ba-141 (número atômico 56) e três nêutrons.

Embora Meitner não tenha recebido o prêmio Nobel, um de seus colaboradores disse: “Lise Meitner deve ser honrada como a principal mulher cientista deste século”.

Fonte dos dados: KOTZ, J. e TREICHEL, P. *Química e Reações Químicas*. Rio de Janeiro. Editora LTC, 1998. Adaptado.
FRANCO, Dalton. *Química, Cotidiano e Transformações*. São Paulo. Editora FTD, 2015. Adaptado.

O número atômico do outro núcleo formado na fissão nuclear mencionada no texto é:

- a) 34. b) 35. **X**c) 36. d) 37. e) 38.

16. (Uerj) A reação nuclear entre o ^{242}Pu e um isótopo do elemento químico com maior energia de ionização localizado no segundo período da tabela de classificação periódica produz o isótopo ^{260}Rf e quatro partículas subatômicas idênticas. Apresente a equação dessa reação e indique o número de elétrons do ruterfórdio (Rf) no estado fundamental.

17. (UEM-PR) Em uma reação de transmutação, na presença de um campo magnético uniforme, o átomo $^{216}_{84}\text{A}$ emite uma partícula α e se transforma no átomo B, que emite uma partícula β para transmutar-se no átomo C. Por fim, o átomo C emite radiação γ , a fim de tornar-se estável. Com base nessas informações, analise as alternativas abaixo e assinale o que for correto.

- 01) O átomo A é isótopo de B, e a partícula α não interage com o campo magnético.
02) O átomo B é isóbaro de C, e a partícula β interage com o campo magnético.
04) Ao emitir partícula β , o átomo B fica negativamente eletrizado.
08) A reação $^{216}_{84}\text{A} \rightarrow ^2_4\alpha + ^{212}_{82}\text{B} \rightarrow ^{212}_{83}\text{C} + ^0_{-1}\beta \rightarrow ^{212}_{83}\text{C} + n\gamma$ descreve a sequência das reações propostas, sendo n [um número inteiro] o número de fótons γ emitidos até o átomo C atingir o equilíbrio.

- 16) O átomo B é isótopo de C, e a partícula γ interage com o campo magnético.

02 e 08.

18. (FMTM-MG) A ciência tem comprovado que o cigarro contém substâncias cancerígenas e que pessoas fumantes apresentam probabilidade

muito maior de contrair o câncer quando comparadas com as não fumantes. Além dessas substâncias, o tabaco contém naturalmente o isótopo radioativo polônio de número de massa 210, cujo núcleo decai emitindo uma partícula alfa. O quadro apresenta alguns elementos químicos com os seus respectivos números atômicos.

Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	X 54
Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86

O núcleo resultante, após o decaimento do polônio 210, é um isótopo do elemento:

- a) astato. **x c) chumbo.** e) radônio.
b) bismuto. d) polônio.

19. (UPF-RS) No fim do século XIX, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) foi convencido por J. J. Thomson a trabalhar com o fenômeno então recentemente descoberto: a radioatividade. Seu trabalho permitiu a elaboração de um modelo atômico que possibilitou o entendimento da radiação emitida pelos átomos de urânio, polônio e rádio. Aos 26 anos de idade, Rutherford fez sua maior descoberta. Estudando a emissão de radiação do urânio e do tório, observou que existem dois tipos distintos de radiação: uma que é rapidamente absorvida, que denominamos radiação alfa (α), e uma com maior poder de penetração, que denominamos radiação beta (β). Sobre a descoberta de Rutherford podemos afirmar ainda:

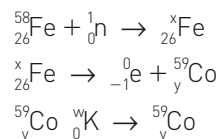
- A radiação alfa é atraída pelo polo negativo de um campo elétrico.
 - O baixo poder de penetração das radiações alfa decorre de sua elevada massa.
 - A radiação de beta é constituída por partículas positivas, pois se desviam para o polo negativo do campo elétrico.
 - As partículas alfa são iguais a átomos de hélio que perderam os elétrons.
- Está(ão) correta(s) a(s) afirmação(ões):
a) I, apenas. c) III, apenas. e) II e IV.
b) I e II. **x d) I, II e IV.**

20. (Uerj) A quantidade total de astato encontrada na crosta terrestre é de 28 g, o que torna esse ele-

mento químico o mais raro do mundo. Ele pode ser obtido artificialmente através do bombardeamento do bismuto por partículas alfa.

Escreva a equação nuclear balanceada de obtenção do ^{211}At a partir do ^{209}Bi . Calcule, também, o número de átomos de astato na crosta terrestre.

21. (UFPR) As células cancerosas são mais sensíveis à radiação γ que as células sadias. Por esse motivo, essa radiação pode ser empregada no tratamento do câncer. Uma das fontes de raios γ é o isótopo 60 do elemento químico cobalto, que também emite partículas β . As equações nucleares a seguir descrevem um processo de obtenção do cobalto-60.



Com base nas informações acima, é correto afirmar:

- Os isótopos ${}^x_{26}\text{Fe}$ e ${}^{59}_y\text{Co}$ contêm o mesmo número de prótons.
- A partícula ${}^w_0\text{K}$ é um próton.
- O isótopo 60 do cobalto contém 33 nêutrons no núcleo.
- A transformação do isótopo 58 do ferro em cobalto-60 absorve 2 nêutrons.
- A emissão de uma partícula β transforma o cobalto-60 no elemento de número atômico 28.
- $y = 27$. **III, IV, V, VI.**

22. (UFPE) Uma série de processos de decaimento radioativo natural tem início com o isótopo 238 de urânio ($Z = 92$). Após um processo de emissão de partículas alfa, seguido de duas emissões sucessivas de radiação beta, uma nova emissão de partícula alfa ocorre. Com base nessas informações analise as proposições a seguir.
- ☐ O isótopo 238 do urânio possui 148 nêutrons.
 - ☐ O elemento que emite a segunda partícula alfa, na série, possui número de massa 230, e não é um isótopo do urânio.
 - ☐ O elemento que resulta da emissão alfa do urânio 238 é o isótopo 234 do elemento de número atômico 90.
 - ☐ O elemento que resulta da última emissão de partícula alfa, descrita acima, possui 90 prótons e 140 nêutrons.
 - ☐ O elemento resultante da segunda emissão beta é isóbaro do elemento resultante da primeira emissão alfa.

F-F-V-V-V

Cinética das desintegrações radioativas

À medida que ocorre a emissão de partículas do núcleo de um elemento radioativo, ele está se desintegrando. A velocidade com que ocorrem essas desintegrações por unidade de tempo é denominada **velocidade de desintegração radioativa**. Verifica-se, experimentalmente, que a velocidade de desintegração (v), em dado momento, é diretamente proporcional ao número de núcleos radioativos (N), segundo a equação:

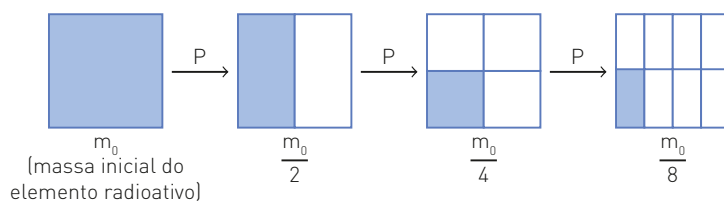
$$v = k \cdot N$$

em que k = constante radioativa característica de cada isótopo.

A equação mostra que essa reação é de primeira ordem e que, transcorrendo conforme certo tempo, o número de núcleos radioativos se reduz à metade. Esse intervalo de tempo é denominado **meia-vida** ou **período de semidesintegração**.

Meia-vida ou período de semidesintegração

Meia-vida ou período de semidesintegração (P ou $t_{1/2}$): é o tempo necessário para que a metade dos núcleos radioativos se desintegre, ou seja, para que uma amostra radioativa se reduza à metade.



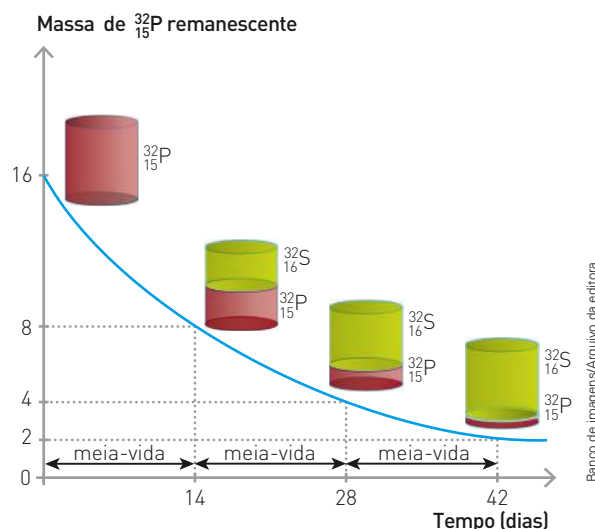
Essa relação de decaimento, feita para a massa de uma amostra, é verificada não só para o número de mols do isótopo radioativo, mas também para seu número de átomos e, conseqüentemente, para sua velocidade de desintegração (atividade radioativa).

O gráfico ao lado mostra o decaimento de uma amostra de 16 g de $^{32}_{15}\text{P}$, que se reduz a 8 g em 14 dias, originando o $^{32}_{16}\text{S}$. Assim, sua meia-vida é de 14 dias.

A relação matemática que permite relacionar a massa inicial (m_i) à massa final (m_f) de um decaimento radioativo com a meia-vida (P) e o tempo de desintegração (T) é dada pelas seguintes expressões:

$$\frac{m_i}{m_f} = 2^x \text{ e } T = x \cdot P$$

em que x = número de meias-vidas.



A tabela a seguir indica a meia-vida de alguns isótopos radioativos:

Isótopo	^{13}O	^{99}Tc	^{90}Sr	^{239}Pu	^{238}U
Meia-vida	$8,7 \cdot 10^{-3} \text{ s}$	6,0 horas	28,1 anos	$2,44 \cdot 10^4 \text{ anos}$	$4,5 \cdot 10^9 \text{ anos}$

$$k = \frac{0,693}{P} \quad \text{ou} \quad P = \frac{0,693}{k}$$

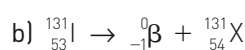
Por exemplo, para o ^{24}Na , cuja $k = 4,63 \cdot 10^{-2} \text{ h}^{-1}$, temos:

$$P = \frac{0,693}{4,63 \cdot 10^{-2}} = 15 \text{ h}$$

Exercícios resolvidos

- Obs.: Foi fornecida a tabela periódica aos vestibulandos.

Solução



O elemento ${}_{54}^{131}\text{X}$ corresponde ao xenônio ($Z = 54$).

início — perde 75% — restam
após 16 dias

$$2P = 16 \text{ dias}$$

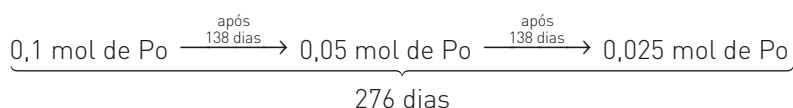
$P = 8 \text{ dias} = \text{tempo da meia-vida}$

- a) 0,10 g. c) 0,35 g. e) 0,40 g.
b) 0,20 g. d) 0,30 g.

Solução

A massa inicial de polônio é 21 g, e o seu número de mol é dado por:

$$\frac{21 \text{ g}}{210 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol}$$



O número de mols de Po que se desintegrou é igual a 0,075 mol, que originou 0,075 mol de hélio.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de He} \text{ ————— } 4 \text{ g} \\ 0,075 \text{ mol de He} \text{ ————— } x \end{array} \right\} x = 0,30 \text{ g de He}$$

Resposta: alternativa **d**.

3. (Unicap-PE) 20 g de um elemento radioativo são reduzidos a 1 mg após 143 dias. Qual a meia-vida do elemento radioativo, em dias?
(Dados: $\log 2 = 0,3$ e $\log 3 = 0,4$.)

Solução

$$m_i = 20 \text{ g}$$

$$m_f = 1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}$$

$$T = 143 \text{ dias}$$

Sabendo que $\frac{m_i}{m_f} = 2^x$, calculamos:

$$\frac{20 \text{ g}}{10^{-3} \text{ g}} = 2^x \Rightarrow 20 \cdot 10^3 = 2^x \Rightarrow 2 \cdot 10^4 = 2^x$$

Aplicando-se logaritmo aos dois membros, chegamos a:

$$\log 2 + \log 10^4 = \log 2^x$$

$$\log 2 + 4 \cdot \log 10 = x \cdot \log 2$$

$$0,3 + 4 = x \cdot 0,3$$

$$\frac{4,3}{0,3} = x \text{ (número de meias-vidas)}$$

Da equação $T = x \cdot P$, obtemos a meia-vida desse elemento radioativo:

$$T = x \cdot P$$

$$143 = \frac{4,3}{0,3} \cdot P$$

$$P = 9,97 \approx 10 \text{ dias}$$

4. (Fuvest-SP) Um centro de pesquisa nuclear possui um ciclotron que produz radioisótopos para exames de tomografia. Um deles, o Flúor-18 (^{18}F), com meia-vida de aproximadamente 1h30, é separado em doses, de acordo com o intervalo de tempo entre sua preparação e o início previsto para o exame. Se o frasco com a dose adequada para o exame de um paciente A, a ser realizado 2 horas depois da preparação, contém N_A átomos de ^{18}F ,

o frasco destinado ao exame de um paciente B, a ser realizado 5 horas depois da preparação, deve conter N_B átomos de ^{18}F , com:

- a) $N_B = 2 N_A$ c) $N_B = 4 N_A$ e) $N_B = 8 N_A$
b) $N_B = 3 N_A$ d) $N_B = 6 N_A$

A meia-vida de um elemento radioativo é o intervalo de tempo após o qual metade dos átomos inicialmente presentes sofreram desintegração.

Solução

Admitindo que ambos os pacientes receberão o mesmo número (N) de átomos de ^{18}F , teremos:

Paciente A

$$N = \frac{N_A}{2^x} \quad x = \frac{\text{tempo}}{\text{meia-vida}}$$

$$\text{tempo: } 2 \text{ h} = 120 \text{ min}$$

$$\text{meia-vida} = 1\text{h}30 = 90 \text{ min}$$

$$x = \frac{120}{90} = \frac{4}{3}$$

$$N = \frac{N_A}{2^{\frac{4}{3}}}$$

Paciente B

$$N = \frac{N_B}{2^x}$$

$$\text{Tempo} = 5 \text{ h} = 300 \text{ min}$$

$$x = \frac{300}{90} = \frac{10}{3} \quad N = \frac{N_B}{2^{\frac{10}{3}}}$$

Igualando, temos:

$$\frac{N_A}{2^{\frac{4}{3}}} = \frac{N_B}{2^{\frac{10}{3}}}$$

$$N_B = \frac{2^{\frac{10}{3}}}{2^{\frac{4}{3}}} \cdot N_A$$

$$N_B = 2^2 N_A$$

$$N_B = 4 N_A$$

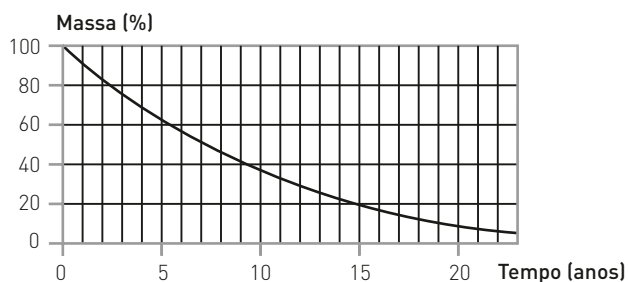
Resposta: alternativa **c**.

Fundamentando seus conhecimentos

O gráfico ao lado mostra o decaimento de uma amostra de determinado isótopo radioativo.

Com base nesse gráfico, responda às questões 1 a 6.

- Qual é a porcentagem, em massa, do isótopo após cinco anos?
- Qual é a porcentagem, em massa, do isótopo após sete anos?

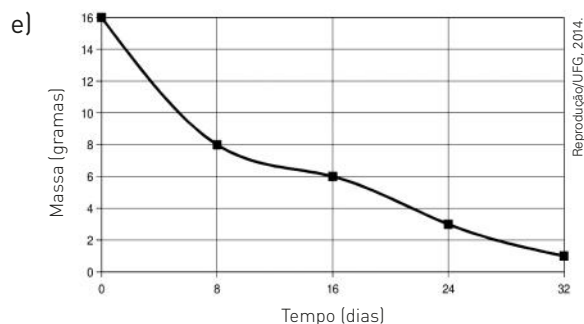
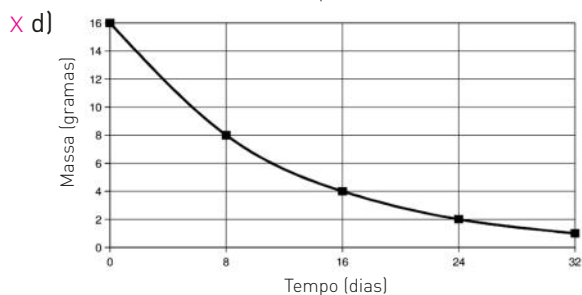
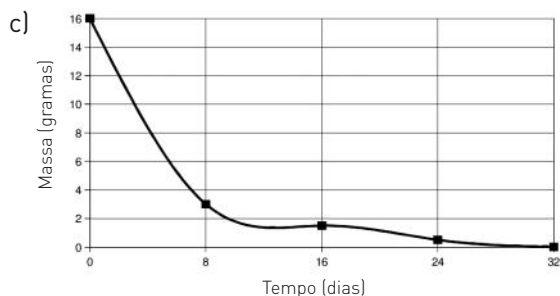
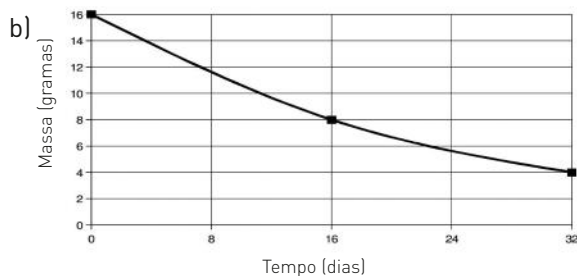
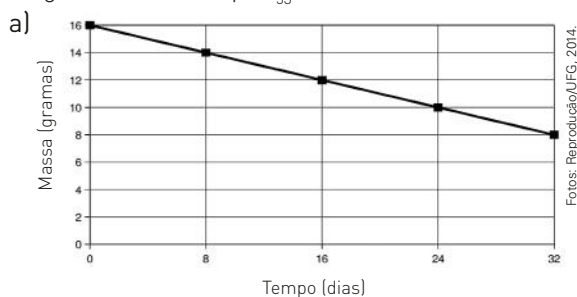


3. Qual é a porcentagem, em massa, do isótopo após dez anos?
4. Qual é a porcentagem, em massa, do isótopo após quinze anos?
5. Qual é o valor da meia-vida desse isótopo?

6. Determine a porcentagem, em massa, do isótopo após 28 anos.
7. Uma amostra de 20 g do isótopo ^{99}Tc , cuja meia-vida é 6 horas, fica reduzida a 1,25 g após quanto tempo?

Desenvolvendo seus conhecimentos

1. (UFG-GO) No acidente ocorrido na usina nuclear de Fukushima, no Japão, houve a liberação do iodo Radioativo 131 nas águas do Oceano Pacífico. Sabendo que a meia-vida do isótopo do iodo Radioativo 131 é de 8 dias, o gráfico que representa a curva de decaimento para uma amostra de 16 gramas do isótopo $^{131}_{53}\text{I}$ é:



2. (PUC-PR) Um certo isótopo radioativo apresenta um período de semidesintegração de 5 horas. Partindo de uma massa inicial de 400 g, após quantas horas a mesma ficará reduzida a 6,125 g?

- a) 5 horas.
- b) 25 horas.
- c) 15 horas.
- x d) 30 horas.
- e) 10 horas.

3. (Fuvest-SP) O ano de 2017 marca o trigésimo aniversário de um grave acidente de contaminação radioativa, ocorrido em Goiânia em 1987. Na ocasião, uma fonte radioativa, utilizada em um equipamento de radioterapia, foi retirada do prédio abandonado de um hospital e, posteriormente, aberta no ferro-velho para onde fora levada. O brilho azulado do pó de cério-137 fascinou o dono do ferro-velho, que compartilhou porções do material altamente radioativo com sua família e amigos, o que teve consequências trágicas. O tempo necessário para que metade da quantidade de cério-137 existente em uma fonte se transforme no elemento não radioativo bário-137 é trinta anos. Em relação a 1987, a fração de cério-137, em %, que existirá na fonte radioativa 120 anos após o acidente, será, aproximadamente:

- a) 3,1.
- x b) 6,3.
- c) 12,5.
- d) 25,0.
- e) 50,0.

4. (Fatec-SP) Leia o texto.

Um dos piores acidentes nucleares de todos os tempos completa 30 anos em 2016. Na madrugada do dia 25 de abril, o reator número 4 da Estação Nuclear de Chernobyl explodiu, liberando uma grande quantidade de Sr-90 no meio ambiente que persiste até hoje em locais próximos ao acidente. Isso se deve ao período de meia-vida do Sr-90 que é de aproximadamente 28 anos.

O Sr-90 é um beta emissor, ou seja, emite uma partícula beta, transformando-se em Y-90. A contaminação pelo Y-90 representa um sério risco à saúde humana, pois esse elemento substitui com facilidade o cálcio dos ossos, dificultando a sua eliminação pelo corpo humano.

<<http://tinyurl.com/jzljzwc>>. Acesso em: 30.08.2016. Adaptado.

Em 2016, em relação à quantidade de Sr-90 liberada no acidente, a quantidade de Sr-90 que se transformou em Y-90 foi, aproximadamente, de:

- a) $\frac{1}{8}$. d) $\frac{1}{4}$.
- b) $\frac{1}{6}$. ✕ e) $\frac{1}{2}$.
- c) $\frac{1}{5}$.

5. (Uepa) Uma explosão na usina nuclear de Fukushima no Japão, devido a um tsunami, evidenciou o fenômeno da radiação que alguns elementos químicos possuem e à qual, acidentalmente, podemos ser expostos. Especialistas informaram que Césio-137 foi lançado na atmosfera.

Sabendo-se que o Césio-137 tem tempo de meia-vida de 30 anos, depois de 90 anos, em uma amostra de 1,2 g de Césio-137 na atmosfera, restam:

- a) 0,10 g.
 x b) 0,15 g.
 c) 0,25 g.
 d) 0,30 g.
 e) 0,35 g.

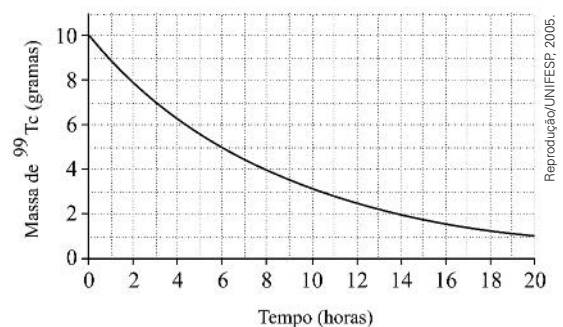
6. (UEG-GO) Considere que determinado sistema contenha uma massa A de um radioisótopo hipotético, cuja meia-vida seja de 45 segundos. Ao transcorrerem 5,25 minutos, a massa do elemento radioativo que estará presente nesse sistema será igual a:

- a) $\frac{A}{8}$ c) $\frac{A}{64}$
b) $\frac{A}{16}$ x d) $\frac{A}{128}$

7. (Uerj) Uma das consequências do acidente nuclear no Japão em março de 2011 foi o vazamento de isótopos radioativos que podem aumentar a incidência de certos tumores glandulares. Para minimizar essa probabilidade, foram prescritas pastilhas de iodeto de potássio à população mais atingida pela radiação. A meia-vida é o parâmetro que indica o tempo necessário para que a massa de uma certa quantidade de radioisótopos se reduza à metade de seu valor. Considere uma amostra de $^{133}_{53}\text{I}$, produzido no acidente nuclear, com massa igual a 2 g e meia-vida de 20 h. Após 100 horas, a massa dessa amostra, em miligramas, será de:

- x a) 62,5 c) 250
 b) 125 d) 500

8. (Unifesp) O decaimento do tecnécio-99, um isótopo radioativo empregado em diagnóstico médico, está representado no gráfico fornecido a seguir



Uma amostra típica de tecnécio-99 usada em exames apresenta uma atividade radioativa inicial de $2 \cdot 10^7$ desintegrações por segundo. Usando as informações do gráfico, pode-se prever que essa amostra apresentará uma atividade de $2,5 \cdot 10^6$ desintegrações por segundo após aproximadamente:

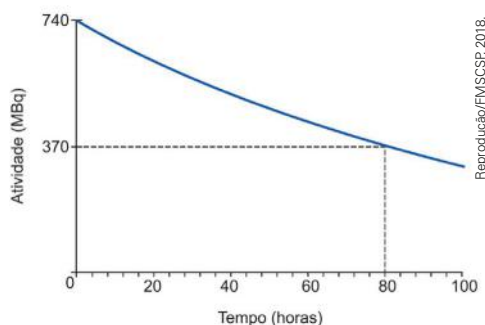
- a) 3,5 horas. x d) 18 horas.
b) 7 horas. e) 24 horas.
c) 10 horas.

9. (FCMSCSP)

O radiofármaco citrato de gálio, contendo o radionuclídeo ^{67}Ga , é utilizado em diagnóstico de processos inflamatórios e tumorais. Uma das formas de apresentação do radiofármaco é em ampolas com solução injetável de citrato de gálio.

(www.ipen.br. Adaptado.)

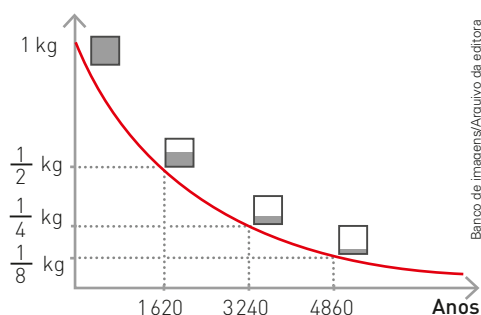
A atividade total da solução na ampola diminuiu continuamente, a partir da data de calibração (tempo 0), de acordo com o gráfico.



Um médico estipulou que, para determinada aplicação desse radiofármaco, a solução da ampola tem que ter atividade mínima de 92,5 MBq. Nesse caso, a ampola só poderá ser utilizada no paciente se for num prazo máximo, a partir da data de calibração, de:

- a) 13,3 dias. x c) 10,0 dias. e) 8,0 dias.
b) 6,7 dias. d) 16,7 dias.

10. (Enem) O lixo radioativo ou nuclear é resultado da manipulação de materiais radioativos, utilizados hoje na agricultura, na indústria, na medicina, em pesquisas científicas, na produção de energia, etc. Embora a radioatividade se reduza com o tempo, o processo de decaimento radioativo de alguns materiais pode levar milhões de anos. Por isso, existe a necessidade de se fazer um descarte adequado e controlado de resíduos dessa natureza. A taxa de decaimento radioativo é medida em termos de um tempo característico, chamado meia-vida, que é o tempo necessário para que uma amostra perca metade de sua radioatividade original. O gráfico abaixo representa a taxa de decaimento radioativo do rádio-226, elemento químico pertencente à família dos metais alcalinoterrosos e que foi utilizado durante muito tempo na medicina.



As informações fornecidas mostram que

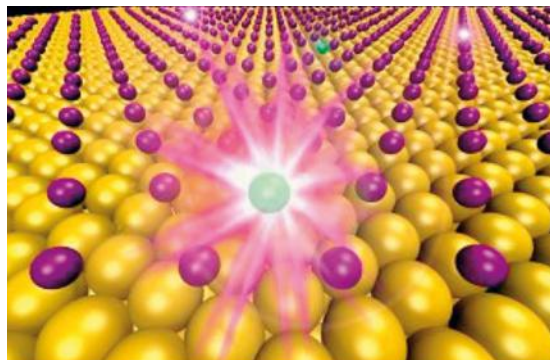
- a) quanto maior é a meia-vida de uma substância mais rápido ela se desintegra.
b) apenas 1/8 de uma amostra de rádio-226 terá decaído ao final de 4860 anos.
c) metade da quantidade original de rádio-226, ao final de 3240 anos, ainda estará por decair.

- d) restará menos de 1% de rádio-226 em qualquer amostra dessa substância após decorridas 3 meias-vidas.

- x e) a amostra de rádio-226 diminui a sua quantidade pela metade a cada intervalo de 1 620 anos devido à desintegração radioativa.

11. (USCS/MED-SP)

Elemento químico é visto transformando-se em outro pela primeira vez

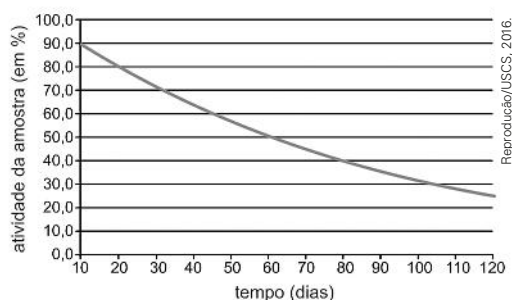


Químicos da Universidade de Tufts, nos Estados Unidos, flagraram todo o processo durante o qual o iodo-125 um isótopo radioativo usado em terapias contra o câncer, se transformava em telúrio-125, um isótopo não radioativo do elemento telúrio.

A transformação de um elemento em outro foi documentada em um experimento no qual uma gota de água contendo o iodo-125 foi depositada sobre uma camada fina de ouro. Quando a água evaporou, a amostra foi observada ao microscópio, até finalmente ser flagrado o decaimento de um dos átomos de iodo presentes na amostra.

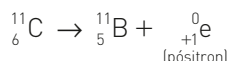
(www.inovacaotecnologica.com.br. Adaptado.)

- a) Sabendo que, para gerar o $^{125}_{52}\text{Te}$, o decaimento do $^{125}_{53}\text{I}$ ocorre por captura de elétrons, apresente a equação que descreve essa reação nuclear.
b) Uma amostra de iodo foi colocada para secar em uma camada de ouro durante 10 dias. O gráfico registra a curva de decaimento dessa amostra depois da secagem.



Com base no gráfico, determine a meia-vida do iodo-125.

12. (Enem) Glicose marcada com núclídeos de carbono-11 é utilizada na medicina para se obter imagens tridimensionais do cérebro, por meio de tomografia de emissão de pósitrons. A desintegração do carbono-11 gera um pósitron, com tempo de meia-vida de 20,4 min, de acordo com a equação da reação nuclear:



A partir da injeção de glicose marcada com esse núclídeo, o tempo de aquisição de uma imagem de tomografia é cinco meias-vidas.

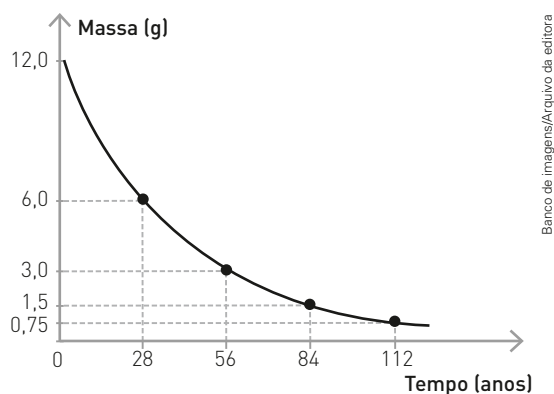
Considerando que o medicamento contém 1,00 g do carbono-11, a massa, em miligramas, do núclídeo restante, após a aquisição da imagem, é mais próxima de:

- a) 0,200 x d) 31,3
b) 0,969 e) 200
c) 9,80

Desafiando seus conhecimentos

Consulte a tabela periódica sempre que necessário.

1. (Espcex/Aman) Considere o gráfico de decaimento, abaixo, (Massa × Tempo) de 12 g de um isótopo radioativo. Partindo-se de uma amostra de 80,0 g deste isótopo, em quanto tempo a massa dessa amostra se reduzirá a 20,0 g?



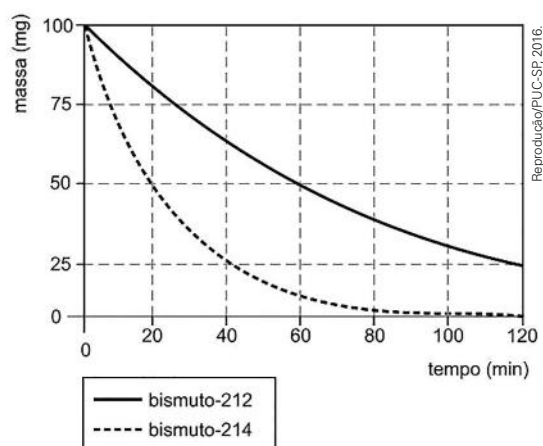
- a) 28 anos c) 84 anos e) 124,5 anos
x b) 56 anos d) 112 anos
2. (UEM-PR) Com relação aos conceitos associados à radioatividade, assinale o que for correto.
- 01) Quando um átomo emite radiação γ e/ou partículas α e/ou partículas β , diz-se que ele sofre decaimento radioativo.
- 02) Quando um núcleo atômico emite uma partícula α , ele perde um próton e um nêutron.
- 04) A radiação gama é uma onda eletromagnética transversal.
- 08) O período de semidesintegração é o tempo necessário para que todos os átomos radioativos existentes em uma certa amostra transformem-se em átomos estáveis.

- 16) A radioatividade consiste na emissão de partículas e radiações eletromagnéticas por núcleos atômicos instáveis.
01, 04 e 16.

3. (UFPR) Águas termais, exploradas em diversos destinos turísticos, brotam naturalmente em fendas rochosas. O aquecimento natural dessas águas, na sua grande maioria, deve-se ao calor liberado em processos radioativos de elementos presentes nos minerais rochosos que são transferidos para a água no fluxo pelas fendas. O gás radônio (${}^{222}\text{Rn}$) é o provável responsável pelo aquecimento de diversas águas termais no Brasil. O ${}^{222}\text{Rn}$ se origina do rádio (${}^{226}\text{Ra}$) na série do urânio (${}^{238}\text{U}$) naturalmente presente em granitos. O tempo de meia-vida ($t_{1/2}$) do ${}^{222}\text{Rn}$ é de 3,8 dias, e esse se converte em polônio (${}^{218}\text{Po}$) que por sua vez possui um $t_{1/2}$ de 3,1 minutos. Considerando as informações dadas, considere as seguintes afirmativas:
- I. A conversão de ${}^{222}\text{Rn}$ em ${}^{218}\text{Po}$ é um processo exotérmico.
- II. A conversão de ${}^{226}\text{Ra}$ em ${}^{222}\text{Rn}$ emite quatro partículas β^- .
- III. Na série de decaimento, do ${}^{238}\text{U}$ ao ${}^{218}\text{Po}$ cinco partículas α são emitidas.
- IV. Após 3,8 dias da extração da água termal, a concentração de ${}^{218}\text{Po}$ atingirá a metade do valor da concentração inicial de ${}^{222}\text{Rn}$.
- Assinale a alternativa correta.
- a) Somente a afirmativa I é verdadeira.
- b) Somente as afirmativas II e IV são verdadeiras.
- x c) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas I, III e IV são verdadeiras.

4. [PUC-SP] Foram estudados, independentemente, o comportamento de uma amostra de 100 mg do radioisótopo bismuto-212 e o de uma amostra de 100 mg do radioisótopo bismuto-214. Essas espécies sofrem desintegração radioativa distinta, sendo o bismuto-212 um emissor β , enquanto que o bismuto-214 é um emissor α .

As variações das massas desses radioisótopos foram acompanhadas ao longo dos experimentos. O gráfico a seguir ilustra as observações experimentais obtidas durante as primeiras duas horas de acompanhamento.



Sobre esse experimento é incorreto afirmar que

- a) a meia-vida do ^{212}Bi é de 60 minutos.
b) após aproximadamente 25 minutos do início do experimento, a relação entre a massa de ^{212}Bi e a massa de ^{212}Po é igual a 3.
c) no decaimento do ^{214}Bi forma-se o isótopo ^{210}Tl .
x d) após 4 horas do início do experimento, ainda restam 12,5 mg de ^{212}Bi sem sofrer desintegração radioativa.

5. [Uerj] Num experimento para a determinação do número de partículas emitidas pelo radônio, foi utilizada uma amostra contendo 0,1 mg desse radioisótopo. No primeiro dia do experimento, foram emitidas $4,3 \cdot 10^{16}$ partículas. Sabe-se que a emissão de um dia é sempre 16% menor que a do dia anterior.

O número total de partículas que essa amostra emite, a partir do primeiro dia do experimento, é aproximadamente igual a:

- a) $4,2 \cdot 10^{18}$
b) $2,6 \cdot 10^{18}$
c) $4,3 \cdot 10^{17}$
x d) $2,7 \cdot 10^{17}$

6. [Fasm-SP] Numa sequência de desintegração radioativa que se inicia com o $^{218}_{84}\text{Po}$, cuja meia-vida é de 3 minutos, a emissão de uma partícula alfa gera o radioisótopo X, que, por sua vez, emite uma partícula beta, produzindo Y.

- a) Partindo-se de 40 g de Polônio-218 qual a massa, em gramas, restante após 12 minutos de desintegração? Apresente os cálculos.
b) Identifique os radioisótopos X e Y, indicando suas respectivas massas atômicas.

7. [Uerj] Recentemente, a imprensa noticiou o caso do envenenamento por polônio-210 de um ex-agente secreto soviético. Sabe-se, em relação a esse isótopo, que:

- ao se desintegrar, emite uma partícula alfa;
- em 420 dias, uma amostra de 200 mg decai para 25 mg;
- o isótopo formado nesse decaimento forma um íon divalente.

Admita que o sulfato desse íon divalente tenha sido submetido, em solução aquosa, ao processo de eletrólise com eletrodos inertes. Calcule o tempo de meia-vida do polônio-210 e escreva a equação global que representa o processo eletrolítico descrito.

8. [UCS-RS] Em cinco anos, se não faltarem recursos orçamentários, o Brasil poderá se tornar autossuficiente na produção de radioisótopos, substâncias radioativas que podem ser usadas no diagnóstico e no tratamento de várias doenças, além de ter aplicações na indústria, na agricultura e no meio ambiente. O ouro-198, por exemplo, é um radioisótopo que tem sido frequentemente empregado pela chamada "Medicina Nuclear" no diagnóstico de problemas no fígado.

Supondo que um paciente tenha ingerido uma substância contendo 5,6 mg de ^{198}Au a massa (em miligramas) remanescente no organismo do mesmo depois de 10,8 dias será igual a:

Observação: Admita que não tenha ocorrido excreção do radioisótopo pelo paciente durante o período de tempo descrito no texto.

Dado: $t_{1/2}$ do $^{198}\text{Au} = 2,7$ dias.

- a) 0,174.
x b) 0,35.
c) 0,7.
d) 1,4.
e) 2,8.

9. (UFPA) Um hospital tem em seu estoque um medicamento à base de cromo-51 cuja atividade radioativa inicial era de 40 mCi. Sabendo que o cromo-51 tem tempo com meia-vida de 27,7 dias e que o medicamento está estocado há 80 dias, decorrido esse tempo, a atividade desse medicamento, em mCi será de aproximadamente:

a) 1,25.
b) 2,5.
x c) 5,0.
d) 10.
e) 20.

10. (Fuvest-SP) A seguinte notícia foi veiculada por estadao.com.br/internacional na terça-feira, 5 de abril de 2011:

TÓQUIO — A empresa Tepco informou, nesta terça-feira, que, na água do mar, nas proximidades da usina nuclear de Fukushima, foi detectado nível de iodo radioativo cinco milhões de vezes superior ao limite legal, enquanto o cézio-137 apresentou índice 1,1 milhão de vezes maior. Uma amostra recolhida no início de segunda-feira, em uma área marinha próxima ao reator 2 de Fukushima, revelou uma concentração de iodo-131 de 200 mil becquerels por centímetro cúbico.

Se a mesma amostra fosse analisada, novamente, no dia 6 de maio de 2011, o valor obtido para a concentração de iodo-131 seria, aproximadamente, em Bq/cm³,

Note e adote: Meia-vida de um material radioativo é o intervalo de tempo em que a metade dos núcleos radioativos existentes em uma amostra desse material decaem. A meia-vida do iodo-131 é de 8 dias.

a) 100 mil
b) 50 mil
c) 25 mil
x d) 12,5 mil
e) 6,2 mil

11. (Enem)

A técnica do carbono-14 permite a datação de fósseis pela medição dos valores de emissão beta desse isótopo presente no fóssil. Para um ser em vida, o máximo são 15 emissões beta/(min g). Após a morte, a quantidade de ¹⁴C se reduz pela metade a cada 5 730 anos.

A prova do carbono 14. Disponível em: <http://noticias.terra.com.br>. Acesso em: 9 nov, 2013 (adaptação).

Considere que um fragmento fóssil de massa igual a 30 g foi encontrado em um sítio arqueológico,

e a medição de radiação apresentou 6 750 emissões beta por hora. A idade desse fóssil, em anos, é:

a) 450.
b) 1 433.
x c) 11 460.
d) 17 190.
e) 27 000.

12. (UFPE) Elementos radioativos são muito utilizados em medicina para procedimentos de radioterapia, para realização de diagnósticos por imagens e para rastreamento de fármacos. Um dos mais importantes radionuclídeos para geração de imagens é ⁹⁹₄₃Tc. Na radioterapia, podemos citar o uso de ¹²³₅₃I (emissor β com meia-vida de 8 dias) no tratamento de câncer da tireoide. Para realização de imagens da tireoide, por outro lado, ¹²³₅₃I é frequentemente empregado.

Com base nessas informações, analise as proposições a seguir.

0-0) Uma amostra contendo 10 g de ¹³¹₅₃I, após 16 dias conterá 5 g de ¹³¹₅₃I.

1-1) Uma amostra contendo 10 g de ¹³¹₅₃I, após 8 dias, conterá 5 g de um nuclídeo com número atômico 54 e número de massa 131.

2-2) ¹³¹₅₃I e ¹²³₅₃I são isótopos do iodo.

3-3) ⁹⁹₄₃Tc possui 43 nêutrons e 56 prótons.

4-4) A camada de valência do tecnécio neutro deve apresentar uma distribuição eletrônica.

13. (UPE) Entre os elementos químicos produzidos pelo homem, a obtenção do mendelévio (Md, Z = 101) a partir do einstênio (Es, Z = 99), talvez tenha sido a mais dramática. O Es foi obtido acidentalmente, pela explosão de uma usina nuclear no Oceano Pacífico, em 1952. Toda a quantidade existente desse elemento foi usada, para um bombardeamento com núcleos de hélio, no acelerador de partícula da Universidade de Berkeley. O resultado foi a formação de uma pequena quantidade do isótopo 256 do mendelévio, que tem meia-vida igual a 1,5 h.

Analise as afirmativas a seguir:

I. O einstênio produzido na explosão da usina foi o isótopo 252.

II. Se inicialmente foram produzidos 0,05 g do mendelévio, após três horas, restariam $1,25 \cdot 10^{-2}$ g do isótopo.

III. O mendelévio é um elemento químico hipotético, uma vez que faltam registros de reações químicas envolvendo os seus átomos.

IV. A fim de produzir novos elementos químicos, são necessários processos que envolvem uma pequena quantidade de energia, grande espaço físico e água para resfriamento do sistema.

Está correto o que se afirma apenas em

- x a) I e II.
b) I e III.
c) II e III.
d) II e IV.
e) I, III e IV.

14. (Unifesp) 2011 é o Ano Internacional da Química; neste ano, comemoram-se também os 100 anos do recebimento do Prêmio Nobel de Química por Marie Curie, pela descoberta dos elementos químicos rádio e polônio. Ela os obteve purificando enormes quantidades de minério de urânio, pois esses elementos estão presentes na cadeia de decaimento do urânio-238.

Vários radionuclídeos dessa cadeia emitem partículas alfa (${}^4_2\alpha$) ou beta negativa (β^-).

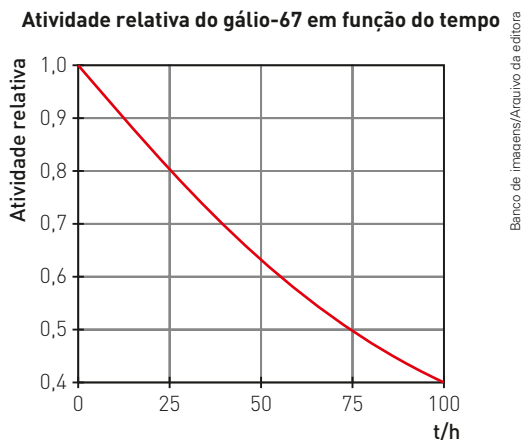
a) O Po-210 decai por emissão alfa com meia-vida aproximada de 140 dias, gerando um elemento estável. Uma amostra de Po-210 de altíssima pureza foi preparada, guardada e isolada por 280 dias. Após esse período, quais elementos químicos estarão presentes na amostra e em que proporção, em números de átomos?

b) Qual o número de partículas alfa e o número de partículas beta negativa que são emitidas na cadeia de decaimento que leva de um radionuclídeo de Ra-226 até um radionuclídeo de Po-210? Explique.

15. (Fuvest-SP) Para determinar o volume de sangue de uma pessoa, injeta-se em sua corrente sanguínea uma solução aquosa radioativa de citrato de gálio e, depois de certo tempo, colhe-se uma amostra de sangue e mede-se sua atividade. Em uma determinação, a concentração do radioisótopo gálio-67 na solução era de $1,20 \cdot 10^{12}$ átomos por mililitro, no momento de sua preparação. Decorridas 24 horas de sua preparação, 1,00 mL dessa solução foi injetado na pessoa. A coleta de sangue foi feita 1 hora após a injeção, sendo que a amostra coletada apresentou $2,00 \cdot 10^8$ átomos de gálio-67 por mililitro. A diminuição da concentração do radioisó-

topo deve-se apenas ao seu decaimento radioativo e à sua diluição no sangue.

a) Use o gráfico abaixo para determinar de quanto caiu a atividade do gálio-67, após 25 horas.



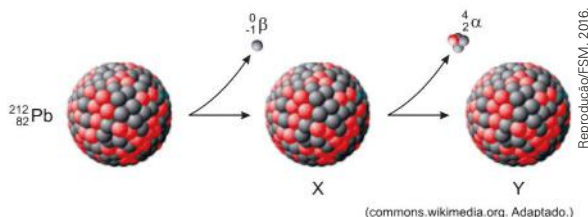
b) Calcule o volume de sangue da pessoa examinada.

c) O gálio-67 emite radiação γ quando seu núcleo captura um elétron de sua eletrosfera. Escreva a equação dessa reação nuclear e identifique o nuclídeo formado.

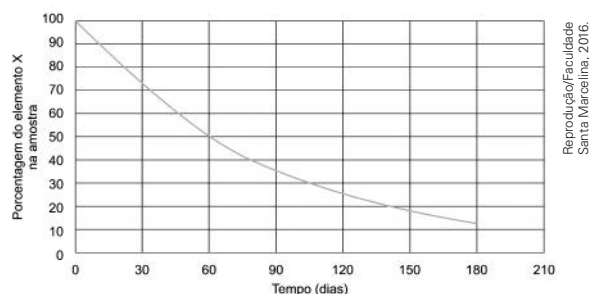
Dados:

29	30	31	32	33
Cu	Zn	Ga	Ge	As

16. (Fasm-SP) Analise a sequência que representa as emissões radioativas naturais para o nuclídeo



Sabe-se que, ao emitir mais uma partícula beta, o nuclídeo Y forma um núcleo estável e que a diminuição da atividade do nuclídeo X ocorre de acordo com o gráfico.



- a) Determine o número atômico e o número de massa do átomo formado na estabilização do nuclídeo Y. Qual a semelhança existente entre esse átomo formado e o átomo inicial?
- b) Uma solução do nuclídeo X foi tratada com sulfeto de sódio (Na_2S), resultando em uma massa de 4,0 g do sal X_2S_3 . Escreva a equação iônica que representa a formação desse sal e determine o tempo necessário para que ele se desintegre até restar 0,5 g de X_2S_3 .

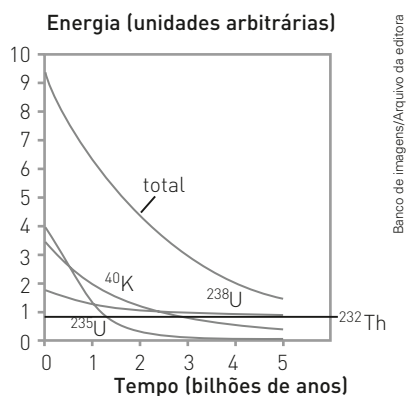
17. (UEPG-PR) O tempo de meia-vida do radioisótopo $^{137}_{55}\text{Cs}$ é de 30 anos. Sobre o radioisótopo $^{137}_{55}\text{Cs}$ assinale o que for correto.

- 01) Uma amostra de 100 g do radioisótopo vai levar 90 anos para diminuir para 12,5 g.
- 02) A emissão de uma partícula alfa do radioisótopo vai produzir o radioisótopo $^{133}_{53}\text{X}$.
- 04) A emissão de uma partícula beta do radioisótopo vai produzir o radioisótopo $^{137}_{56}\text{Y}$.
- 08) A emissão de radiação pelo radioisótopo $^{137}_{55}\text{Cs}$ não altera o seu número de elétrons.

16) O radioisótopo $^{137}_{55}\text{Cs}$ é instável porque possui um número elevado de prótons no seu núcleo.

Todas as alternativas estão corretas.

18. (Unicamp-SP) Existem várias hipóteses quanto à origem da Terra e sobre os acontecimentos que geraram as condições físico-químico-biológicas dos dias de hoje.



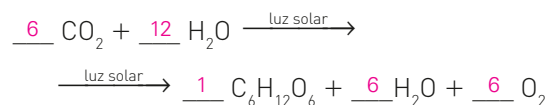
Acredita-se que o nosso planeta tenha se formado há cerca de 4550 milhões de anos. Um dos estágios, logo no início, deve ter sido o seu aquecimento, principalmente pela radioatividade. A figura mostra a produção de energia a partir de espécies radioativas e suas abundâncias conhecidas na Terra.

- a) Quantas vezes a produção de energia radiogênica (radioativa) era maior na época inicial de formação da Terra, em relação aos dias atuais?

- b) Quais foram os dois principais elementos responsáveis pela produção de energia radiogênica na época inicial de formação da Terra?
- c) E nos dias de hoje, quais são os dois principais elementos responsáveis pela produção dessa energia?

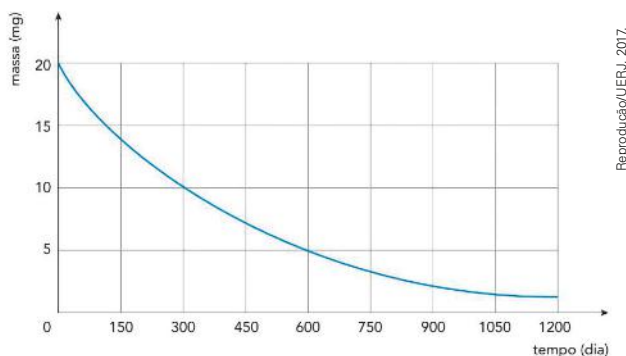
19. (Fuvest-SP) A proporção do isótopo radioativo do carbono (^{14}C), com meia-vida de, aproximadamente, 5700 anos, é constante na atmosfera. Todos os organismos vivos absorvem tal isótopo por meio de fotossíntese e alimentação. Após a morte desses organismos, a quantidade incorporada do ^{14}C começa a diminuir exponencialmente, por não haver mais absorção.

- a) Balanceie a equação química da fotossíntese, reproduzida abaixo, e destaque nela o composto em que o ^{14}C foi incorporado ao organismo.



- b) Por que um pedaço de carvão que contenha 25% da quantidade original de ^{14}C não pode ser proveniente de uma árvore do início da era cristã?
- c) Por que não é possível fazer a datação de objetos de bronze a partir da avaliação da quantidade de ^{14}C ?

20. (Uerj) O berquélio (Bk) é um elemento químico artificial que sofre decaimento radioativo. No gráfico, indica-se o comportamento de uma amostra do radioisótopo ^{249}Bk ao longo do tempo.



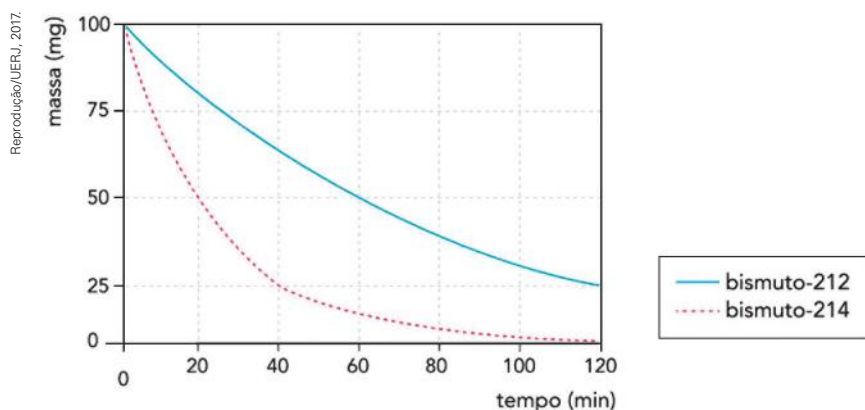
Sabe-se que a reação de transmutação nuclear entre o ^{249}Bk e o ^{48}Ca produz um novo radioisótopo e três nêutrons.

Apresente a equação nuclear dessa reação. Determine, ainda, o tempo de meia-vida, em dias, do ^{249}Bk e escreva a fórmula química do hidróxido de berquélio II.

21. (Uerj) Em um experimento, foi utilizada uma amostra de 200 mg contendo partes iguais dos radioisótopos bismuto-212 e bismuto-214. Suas respectivas reações nucleares de decaimento estão indicadas abaixo:



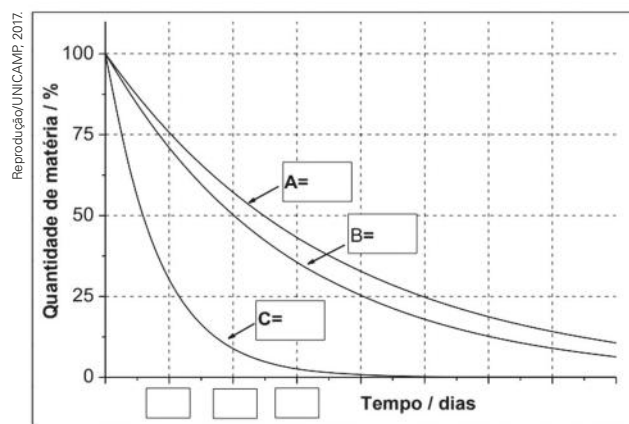
Observe o gráfico, cujas curvas representam as variações das massas desses radioisótopos ao longo das duas horas de duração do experimento.



Determine o tempo de meia-vida do radioisótopo ${}^{214}\text{Bi}$. Calcule, também, a velocidade média de formação de partículas β em partícula $\times \text{h}^{-1}$ no tempo total do experimento.

22. (Unicamp-SP) A braquiterapia é uma técnica médica que consiste na introdução de pequenas sementes de material radiativo nas proximidades de um tumor. Essas sementes, mais frequentemente, são de substâncias como ${}^{192}\text{Ir}$, ${}^{103}\text{Pd}$ ou ${}^{125}\text{I}$. Estes três radioisótopos sofrem processos de decaimento através da emissão de partículas ${}^0_{-1}\beta$. A equação de decaimento pode ser genericamente representada por ${}^A_p\text{X} \rightarrow {}^{A'}_{p'}\text{Y} + {}^0_{-1}\beta$, em que X e Y são os símbolos atômicos, A e A' são os números de massa e p e p' são os números atômicos dos elementos.

- a) Tomando como modelo a equação genérica fornecida, escolha apenas um dos três radioisótopos utilizados na braquiterapia, consulte a tabela periódica e escreva sua equação completa no processo de decaimento.
- b) Os tempos de meia-vida de decaimento (em dias) desses radioisótopos são: ${}^{192}\text{Ir}$ (74,2), ${}^{103}\text{Pd}$ (17) e ${}^{125}\text{I}$ (60,2). Com base nessas informações, complete o gráfico abaixo, identificando as curvas A, B e C com os respectivos radioisótopos, e colocando os valores nas caixas que aparecem no eixo que indica o tempo.



Dados: ${}_{46}^{103}\text{Pd}$; ${}_{47}^{192}\text{Ir}$; ${}_{53}^{125}\text{I}$; ${}_{54}^{137}\text{Xe}$; ${}_{77}^{192}\text{Au}$; ${}_{78}^{192}\text{Pt}$.

Algumas aplicações da radioatividade

CAPÍTULO 35

Nos primeiros anos após a descoberta da radioatividade, acreditava-se que essa fonte de energia pudesse ser utilizada com múltiplas finalidades: rejuvenecer a pele, fortificar o organismo, limpar objetos e até curar câncer. Com o tempo, novos estudos demonstraram que o uso de materiais radioativos envolvia grandes riscos. Felizmente, nesses produtos de consumo, a adição de tais materiais era feita em quantidades mínimas.

Neste capítulo, veremos algumas das aplicações da radioatividade, suas consequências e perspectivas futuras.



Science Source/Diomedea

// Lise Meitner trabalhou com Otto Hahn e realizou importantes estudos sobre fissão nuclear. Foi, porém, deixada de fora do Prêmio Nobel de Química em 1944, que só premiou Hahn. Em 1966, recebeu com Hahn e Strassman o Prêmio Fermi, concedido nos Estados Unidos.

Fissão nuclear

Poucos anos antes da Segunda Guerra Mundial, diversos cientistas tentaram obter novos elementos químicos de número atômico maior que o urânio (até então o de maior número atômico conhecido, $Z = 92$). Entre esses cientistas, destacam-se os italianos Enrico Fermi (1901-1954) e Emilio Segrè (1905-1989), em 1934, e, mais tarde, em 1938, os alemães Otto Hahn (1879-1968) e Fritz Strassman (1902-1980).

Hahn e Strassman, repetindo os experimentos de Fermi, conseguiram determinar átomos de bário (Ba) entre os produtos formados. Como esse elemento apresentava um número atômico maior que a metade do número atômico do urânio, concluíram que, nesse fenômeno, não estavam ocorrendo simples emissões de partículas, mas que os átomos de urânio, na realidade, estavam sendo divididos.

Como os núcleos de urânio estavam sendo fissionados, produzindo dois fragmentos ou dois outros núcleos, esse fenômeno foi denominado **fissão nuclear**.

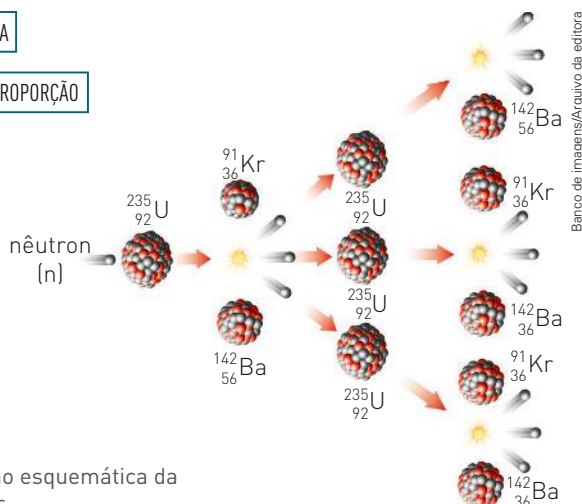
A física austríaca Lise Meitner (1878-1968) repetiu os experimentos e determinou que no processo ocorria grande liberação de energia e, simultaneamente, formação de nêutrons, os quais produziam a fissão de outros átomos de urânio – e assim, sucessivamente, até o término de toda a massa de urânio. A fissão do urânio era, portanto, uma reação em cadeia.



CORES FANTASIA



AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



Banco de imagens/Arquivo da editora

SAIBA MAIS

Para conhecer mais a história de Lise Meitner, leia o artigo “Mulheres na Física”, de Salomon S. Mizrahi, disponível em: <www.sbfisica.org.br/rbef/pdf/v27_491.pdf>. Acesso em: 10 abr. 2018.

// Representação esquemática da fissão nuclear.

As descobertas de Meitner foram levadas para os Estados Unidos pelo físico dinamarquês Niels Böhr (1885-1962). A possibilidade de produção de energia em quantidades antes inimagináveis levou muitos cientistas a trabalharem com a fissão do urânio e, a partir desses trabalhos, foram feitas novas descobertas, que, como se verá a seguir, levaram à fabricação da primeira bomba atômica.

Reatores nucleares

Reator nuclear é um dispositivo que permite controlar o processo de fissão nuclear. A energia liberada durante o processo é usada para transformar água líquida em vapor, que faz girar uma turbina, o que, através de transformadores de energia, gera energia elétrica. Ao deixar a turbina, esse vapor passa por um trocador de calor, é resfriado por água de uma fonte externa (um rio, por exemplo) e volta na forma de água líquida ao circuito principal.

O uso de usinas nucleares apresenta como principal vantagem o fato de a poluição da atmosfera ser, em geral, muito menor do que nas usinas onde a energia elétrica é produzida a partir de combustíveis fósseis (derivados de petróleo). Porém, seu uso deve ser bem avaliado, pois, apesar de a probabilidade de acidentes ser muito pequena, sua ocorrência pode provocar a morte de diversos seres vivos, incluindo os seres humanos, alterações genéticas nos organismos sobreviventes e, devido à contaminação radioativa tanto da atmosfera como do solo, dos rios e dos lençóis freáticos, tornaria grandes regiões inabitáveis.

Outro problema das usinas nucleares é a produção de **lixo nuclear**, pois os produtos obtidos na fissão são altamente radioativos e precisam ser acondicionados e isolados do meio ambiente por centenas de anos para evitar problemas de contaminação por radiação. Além disso, a utilização de cursos de água naturais, como rios, para o resfriamento da água utilizada nos reatores ocasiona um fenômeno de **poluição térmica**, o que pode prejudicar tanto a fauna quanto a flora locais.

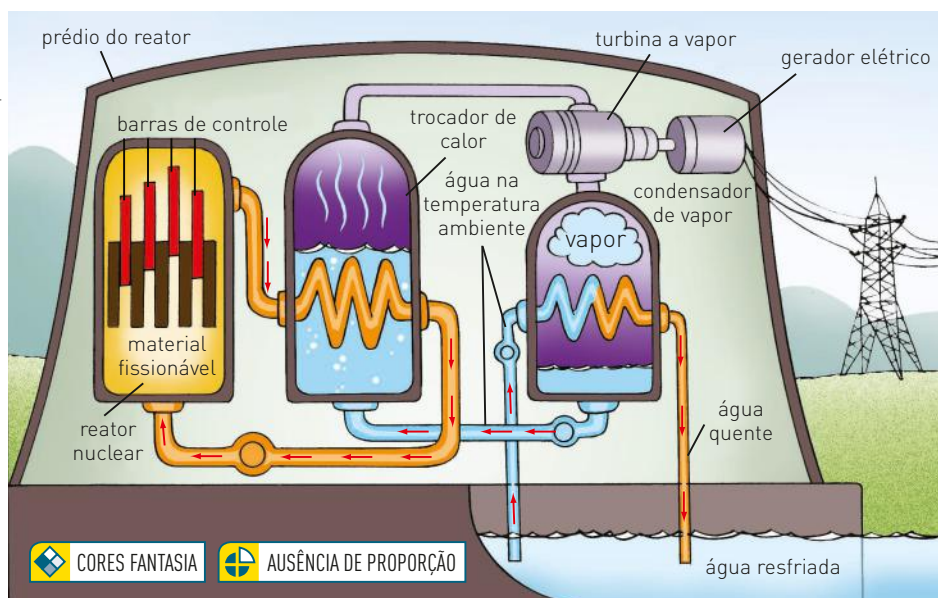
Em algumas regiões dos Estados Unidos, o lixo radioativo é embalado em tambores de ferro, recobertos por uma camada de concreto e lançados em minas abandonadas ou em sítios geológicos apropriados.

Na França, que obtém a maior parte de sua energia elétrica a partir do processo de fissão nuclear, faz-se um reprocessamento do material fissionável. O urânio e o plutônio que ainda não sofreram fissão são separados e utilizados novamente.

O restante do material, constituído por isótopos radioativos com meias-vidas muito longas (mais que 100 anos), é incorporado a um vidro de borossilicato (semelhante ao pírex), o qual possui a capacidade de absorver nêutrons. Esse vidro radioativo é acondicionado em contêineres e armazenado em silos construídos com especificações para abrigar o material radioativo por, no mínimo, 1 000 anos.

// Esquema simplificado de reator nuclear. Observe que ocorre a liberação de água quente no ambiente, o que provoca a denominada poluição térmica, responsável pela morte de várias espécies aquáticas.

João Anselmo/Arquivo da editora



A energia nuclear no Brasil

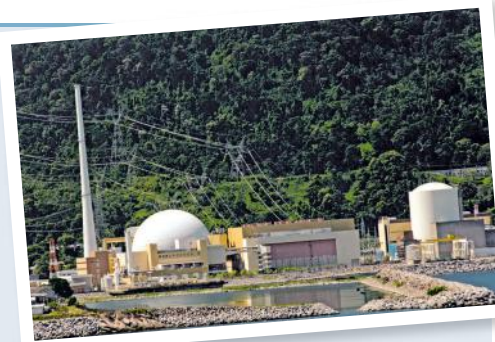
A energia elétrica é fator essencial para assegurar o crescimento econômico do país e a qualidade de vida da população. Porém, os recursos hídricos disponíveis nas proximidades dos principais centros consumidores estão se esgotando.

É cada vez mais difícil o licenciamento ambiental dos aproveitamentos hídricos remanescentes e economicamente viáveis. E, apesar de tudo isso, a demanda de energia continua crescente.

Isso assegura às usinas nucleares um importante papel na matriz energética nacional. Essa opção torna-se ainda mais atraente quando consideramos que o Brasil possui a 6ª maior reserva mundial de urânio, o que nos assegura a independência no suprimento de combustível.

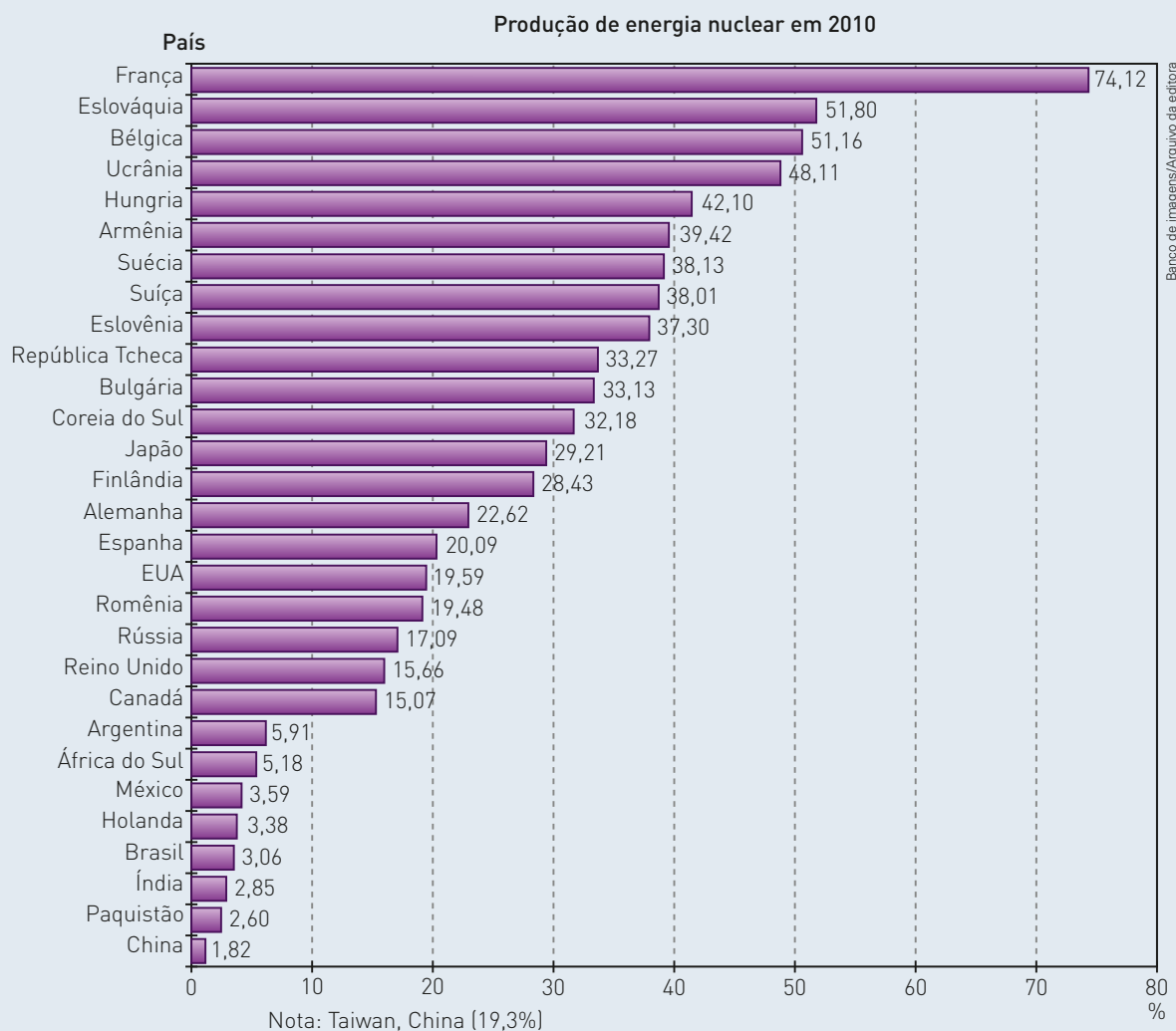
Um dos motivos da escolha de Angra dos Reis para sede das usinas foi a proximidade com os grandes centros consumidores de energia do país: Rio de Janeiro, São Paulo e Belo Horizonte.

Atualmente, Angra 1 tem capacidade de produzir 640 megawatts e Angra 2, de produzir 1350 megawatts.



Rogério Reis/Pulsar Imagens

/// A usina nuclear Angra 2, no município de Angra dos Reis (RJ), gera energia elétrica a partir de fissão nuclear.



Eletrobrás Termonuclear S.A. Disponível em: <www.eletronuclear.gov.br/Portals/0/matriz%20energetica%20energia%20nuclear.JPG>. Acesso em: 10 abr. 2018.

Acidentes nucleares

Como já foi dito, a probabilidade de acontecerem acidentes em usinas nucleares é pequena, mas esse risco nunca deve ser negligenciado. Saiba mais lendo sobre os dois casos a seguir, de consequências gravíssimas.

Chernobyl

Em 26 de abril de 1986, o coração do reator nuclear da usina situada em Chernobyl (Ucrânia), devido a um superaquecimento, sofreu uma avaria que provocou o vazamento de material radioativo. Um número grande de pessoas sofreu morte imediata e muitas outras morreram nas semanas e nos meses seguintes devido a doenças provocadas pela radiação. Milhares de pessoas foram retiradas do local, e a área ao redor da usina permanecerá contaminada por muitas décadas.

O acidente ocorreu por uma falha no reator e pelo descumprimento dos procedimentos de segurança por parte dos operadores.

Fukushima

No dia 11 de março de 2011, a região nordeste do Japão, densamente povoada e industrializada, foi atingida por um terremoto fortíssimo: 9,0 graus na escala Richter.

Na cidade de Fukushima, localizada na região, havia também uma usina nuclear, chamada Daiichi, cujas instalações, com o abalo, entraram em desligamento automático e em processo de resfriamento dos reatores. Entretanto, ao terremoto seguiu-se uma onda gigante (*tsunami*), que interferiu de modo irremediável nesse sistema de emergência. Com isso, ocorreu o derretimento do núcleo dos reatores e a liberação de radioatividade para o ambiente após uma série de explosões de hidrogênio.

As populações próximas à área atingida tiveram de ser removidas e toda a produção agrícola e industrial foi considerada perdida, com prejuízos econômicos e ambientais incalculáveis. Algum tempo depois, começaram a surgir relatos de nódulos na tireoide de crianças atingidas pela radiação.

Embora a princípio as causas da tragédia tenham sido atribuídas à fatalidade da *tsunami*, uma comissão oficial que investigou o caso concluiu, em 2012, que houve erro humano. "Pensamos que, em 11 de março, a central era vulnerável aos terremotos e *tsunamis*", destacou a comissão.

Fontes: <www.cartacapital.com.br>; <www.cnen.gov.br>. Acesso em: 14 jun. 2018.



Igor Kostin/Sygma/Corbis/Latinstock

O acidente ocorrido na usina nuclear de Chernobyl, em 1986, aumentou o temor do público em relação à energia nuclear. Devido ao superaquecimento, o reator provocou rachaduras no prédio super-resistente que o abrigava, destruindo-o parcialmente e liberando doses maciças de radioatividade. Nessa instalação, para controlar a rapidez de fissão, usavam-se barras de grafite como moderador, para absorção de nêutrons livres. Reatores mais modernos usam a água com a mesma finalidade.



DigitalGlobe/Getty Images

Imagem de satélite mostrando as instalações da Usina Nuclear Daiichi, em Fukushima, três dias depois do acidente de 2011.

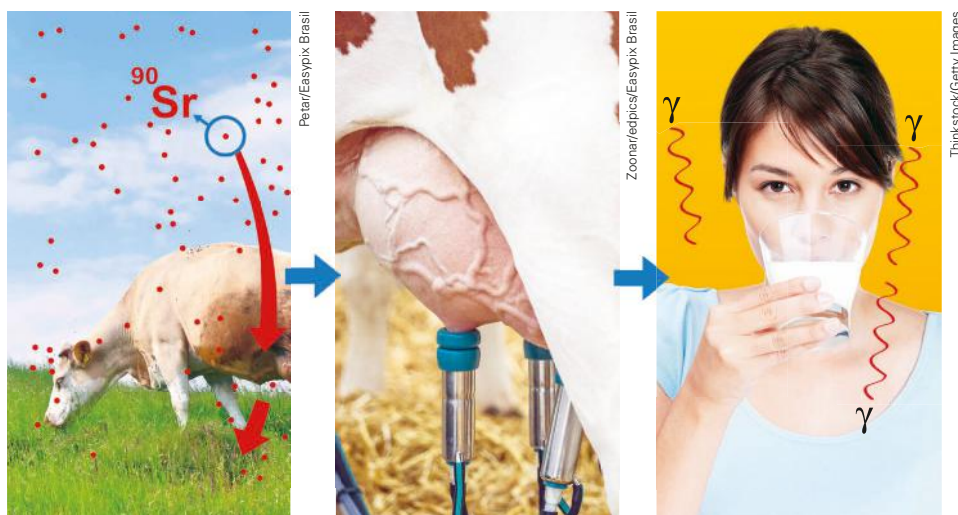
Efeitos da precipitação radioativa

Tanto na explosão de uma bomba atômica como em um acidente com vazamento em uma usina nuclear, é liberado um número muito grande de isótopos radioativos. Muitos deles apresentam uma meia-vida muito curta (menos do que 15 minutos) e, assim, seu decaimento radioativo impede que sejam fixados no solo, na vegetação ou nas águas. Porém, alguns apresentam uma meia-vida muito longa, o que permite sua fixação no meio ambiente, contaminando-o e tornando-o radioativo por longos espaços de tempo. Entre esses isótopos radioativos predominam os da tabela a seguir.

Isótopos radioativos	$^{137}_{55}\text{Cs}$	$^{90}_{38}\text{Sr}$	$^{95}_{40}\text{Zr}$	$^{140}_{56}\text{Ba}$	$^{131}_{53}\text{I}$	$^{99}_{42}\text{Mo}$
Meia-vida	30 anos	28 anos	65 dias	12,8 dias	8 dias	67 horas

Além disso, devemos considerar que os nêutrons liberados no processo de fissão podem agir sobre os constituintes da atmosfera, produzindo espécies radioativas, como ^{14}C , ^3H e muitas outras.

Entre os isótopos radioativos, um dos mais nocivos é o ^{90}Sr , que pode substituir o cálcio, incorporando-se aos ossos, o que ocorre porque ambos são semelhantes e pertencem ao mesmo grupo de metais alcalinoterrosos. O processo de substituição ocorre por meio da ingestão de leite e vegetais contaminados. Dessa maneira, o corpo humano torna-se uma fonte de radiação interna por muitos anos.



// As imagens mostram como os seres humanos incorporam os isótopos radioativos provenientes de uma precipitação radioativa. (Emissões radioativas não são visíveis a olho nu. Estas são representações apenas para fins didáticos.)

Embora a meia-vida do ^{131}I seja menor que a do ^{90}Sr , sua produção ocorre em uma quantidade muito maior. Ele se acumula na glândula tireoide dos seres vivos que, assim, se tornam uma fonte de radiação que também se acumula na cadeia alimentar. Outro isótopo radioativo muito nocivo é o ^{137}Cs , que substitui o potássio nos tecidos vivos devido ao fato de ambos serem semelhantes e pertencerem à mesma família dos metais alcalinos. No entanto, a nocividade do ^{137}Cs , quando comparada à do ^{90}Sr , é bem menor porque ele é eliminado do organismo mais rapidamente.

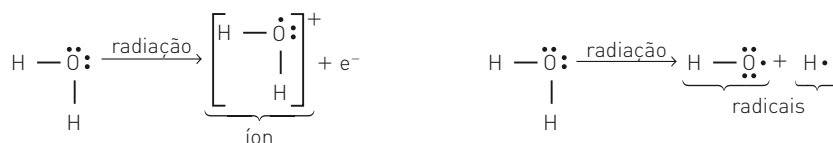
CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

SAIBA MAIS

O dia seguinte (*The Day After*), Estados Unidos, 1983. Os Estados Unidos entram em guerra contra a União Soviética, e mísseis nucleares são trocados entre os dois países. O filme mostra as consequências de uma guerra nuclear para o ambiente e para as pessoas.

Quando uma radiação de alta energia atinge uma molécula, esta pode perder elétrons, originando íons, ou ainda ter suas ligações rompidas, produzindo espécies com elétrons desemparelhados, denominadas **radicais**:



Essas partículas podem ocasionar reações químicas nocivas, provocando uma divisão celular acelerada, principalmente na medula óssea, nos órgãos reprodutores e nas células responsáveis pelo desenvolvimento em crianças, originando alterações no material genético (DNA).

Ao longo do tempo, os efeitos provocados pelas radiações de alta energia levam à formação de tumores malignos, anemias e mutações genéticas.

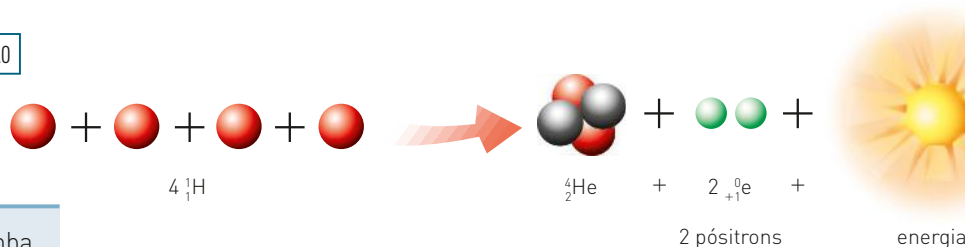
Fusão nuclear

Praticamente toda a energia que a Terra recebe diariamente é proveniente do Sol, que libera essa energia por reações termonucleares.

As temperaturas altíssimas no centro do Sol fornecem a energia de ativação necessária para que átomos de hidrogênio (H) se unam, em um processo denominado **fusão nuclear**.

CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO



Ilustrações: Banco de imagens/Arquivo da editora

A primeira bomba de hidrogênio explodiu em 1952 no Atol de Bikini, Oceano Pacífico, produzindo uma nuvem característica na forma de cogumelo. Seu poder destrutivo é muito maior do que o de uma bomba atômica, que é usada para iniciar o processo de fusão dos isótopos do hidrogênio.

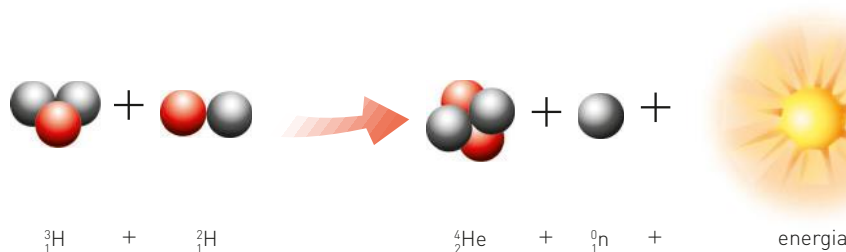


Bettmann/Corbis/Latinstock

Esse processo libera quantidades de energia ainda maiores que a fissão nuclear. Um grama de hidrogênio, através da fusão, libera uma quantidade de energia igual à liberada na queima de 20 toneladas de carvão.

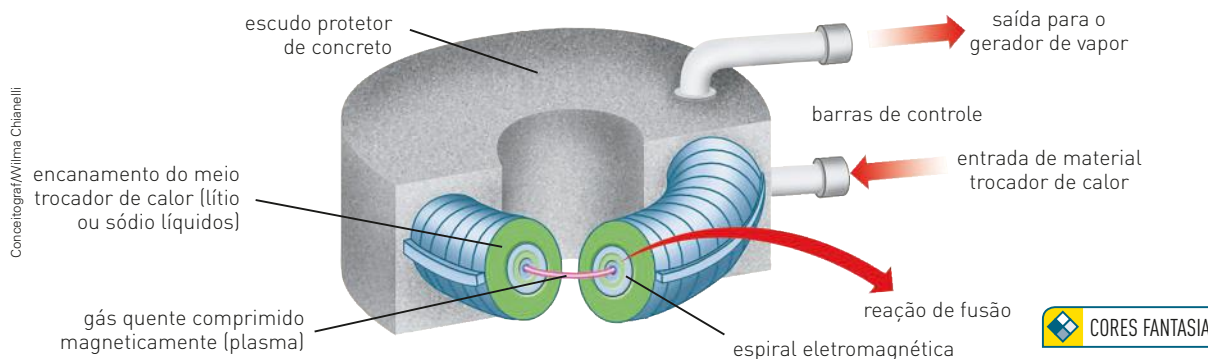
O primeiro uso desse processo pelo ser humano foi a bomba de hidrogênio que, para explodir, necessitava de uma quantidade enorme de energia. Essa energia de ativação é fornecida pela explosão de uma bomba atômica, que serve de estopim.

Se a fusão for efetuada com os isótopos mais pesados do hidrogênio — deutério (^2_1H) e trítio (^3_1H) —, o processo ocorre com uma velocidade muito maior.



Atualmente, em países como Estados Unidos, Inglaterra e Rússia, muitos cientistas estão empenhados em desenvolver equipamentos nos quais a reação de fusão nuclear possa ser controlada e, assim, a gigantesca quantidade de energia liberada no processo venha a ser aproveitada. Porém, a construção

desses reatores de fusão nuclear apresenta uma série de dificuldades. Uma delas é a adequação do material constituinte do recipiente onde a fusão deve ocorrer, pois a temperatura atinge valores tão elevados que não é possível a existência de metais no estado sólido ou mesmo líquido. Outro problema é a necessidade de escoamento rápido da energia liberada na fusão controlada do hidrogênio.



// Representação simplificada de reator de fusão nuclear.

Esses reatores apresentam muitas vantagens em relação aos de fissão:

- os produtos da fusão não são radioativos; portanto, não causam alterações no meio ambiente;
- o material necessário (${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$, ${}^6_3\text{Li}$) é abundante na natureza ou de fácil obtenção:
 - ${}^2_1\text{H}$: é encontrado como constituinte de moléculas de água;
 - ${}^3_1\text{H}$: é obtido a partir do ${}^6_3\text{Li}$;
 - ${}^6_3\text{Li}$: é um metal encontrado na natureza;
- a quantidade de energia produzida é maior do que a obtida em um reator de fissão nuclear.

Até 2018, 118 elementos químicos foram reconhecidos oficialmente pela IUPAC.

Somente 92 deles são encontrados na natureza. Todos os outros são artificiais, obtidos por meio de síntese radioativa.

Um elemento oficializado pela IUPAC em 2013, o roentgênio, em homenagem a Wilhelm Conrad Roentgen, descobridor dos raios X, foi obtido pela fusão de isótopos de níquel e bismuto.

Essa reação nuclear pode ser representada assim:



Martín Ruegger/Photographer's Choice/Getty Images



// A água constituinte dos oceanos contém $7 \cdot 10^{13}$ toneladas de ${}^3_1\text{H}$ que, se fossem usados em processos de fusão nuclear, produziram $2 \cdot 10^{28}$ kJ de energia. Essa quantidade de energia corresponde às necessidades do ser humano por $4 \cdot 10^9$ anos.

Aplicações da radioatividade em outras áreas

Geologia, Arqueologia e História

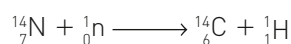
Ria Novosti/SPL/Latinstock



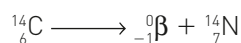
// Datações do teor de C-14 indicam que este corpo foi preservado congelado por 2500 anos.

Datação com o carbono-14

A determinação da idade (datação) de algum material orgânico usualmente envolve o isótopo do carbono, o **carbono-14**, que é formado nas camadas superiores da atmosfera pelo bombardeamento de nitrogênio por nêutrons cósmicos:

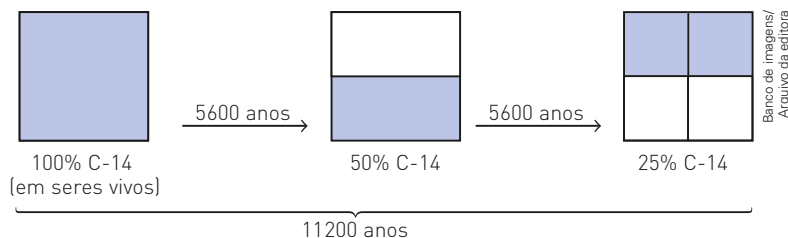


As plantas e os animais incorporam o isótopo C-14 pelo CO_2 presente na atmosfera ou pela cadeia alimentar. Quando eles morrem, cessa a absorção do C-14 e, então, sua quantidade gradualmente diminui, de acordo com a equação de desintegração:



Conhecendo a meia-vida do C-14 (5600 anos), podemos estimar, então, a idade dos artefatos (fóssil, pergaminho, documentos, etc.) em exame pela determinação da quantidade desse isótopo presente neles. Como a velocidade com que o C-14 se forma na atmosfera é a mesma com que ele se desintegra, sua concentração na Terra e nos organismos permanece constante: 10 ppb (em cada bilhão de átomos existem 10 átomos de C-14).

Assim, se um fóssil apresentar teor de C-14 de 2,5 ppb, essa concentração indica que ele possui 25% do teor de C-14 encontrado nos seres vivos, ou seja, desde a morte do animal, o C-14 completou duas meias-vidas:



Desse modo, podemos concluir que o fóssil tem 11 200 anos.

Datação com o urânio e o potássio

Assim como a medição da quantidade de C-14 permite determinar a idade de material orgânico, a medição de outros radioisótopos permite a datação de rochas.

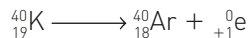
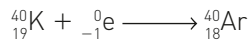
A cada meia-vida do isótopo ${}^{238}_{92}\text{U}$ ($4,5 \cdot 10^9$ anos), metade de seus átomos desintegra-se, originando o isótopo ${}^{206}_{82}\text{Pb}$. A relação entre o número de átomos Pb/U permite que estimemos a idade aproximada de uma rocha, ou de um meteorito, considerando que 1 átomo de U produz 1 átomo de Pb.

Para demonstrar esse fato matematicamente, vamos considerar que o número inicial de átomos de U seja 64, conforme a tabela ao lado.

Número de meias-vidas	Número de átomos ${}^{238}\text{U}$	Número de átomos ${}^{206}\text{Pb}$	Pb/U
0	64	0	0
1	32	32	1
2	16	48	3
3	8	56	7
4	4	60	15

Assim, se uma rocha apresenta uma relação Pb/U igual a 15, isso significa que ela foi formada a 4 meias-vidas do ^{238}U , ou seja, a $1,8 \cdot 10^{10}$ anos.

O ^{40}K , que tem meia-vida de $1,3 \cdot 10^9$ anos, decai pela captura de um elétron ou pela emissão de um pósitron, formando o ^{40}Ar :



Dessa forma, para determinar a idade de uma rocha, pode-se triturá-la e medir a quantidade de gás argônio que é liberada dela. Assim como se faz quando se emprega o urânio-238, a comparação entre o número de átomos de potássio e o de átomos de argônio permite identificar a idade aproximada dessa rocha.

Medicina

Vários isótopos radioativos são usados em Medicina. É muito comum introduzir no organismo uma pequena quantidade de material radioativo a fim de determinar as condições de órgãos. Isso é possível pelo conhecimento de que vários compostos radioativos se acumulam em determinado órgão.

As células do corpo não diferenciam um isótopo radioativo de um não radioativo, pois os isótopos apresentam comportamento químico igual. A única diferença entre eles é que o isótopo radioativo pode ser detectado por emitir radiações, as quais permitem seu monitoramento ao ser transportado pelo corpo e se concentrar em determinado órgão. Os isótopos que têm essa aplicação são denominados **radiotraçadores**.

A tabela a seguir apresenta alguns isótopos usados em Medicina nuclear.

Elemento	Radioisótopo	Radiação	Uso médico
Crômio	^{51}Cr	γ	Imagem do baço, volume das hemácias.
Tecnécio	^{99}Tc	γ	Estudo do cérebro, dos pulmões, do fígado, do baço e dos ossos.
Iodo	^{131}I	β, γ	Estudo da tireoide e tratamento de câncer na tireoide.
Estrôncio	^{85}Sr	γ	Imagem de ossos para diagnóstico de fraturas ou osteoporose.
Sódio	^{24}Na	β, γ	Estudo de lesões vasculares e determinação do volume do sangue.



John Reader/SPL/Latinstock

// O método de datação pelo potássio-40 também é útil para se estimar a idade de ossos. Datações feitas com potássio (K-40) indicam a idade aproximada destes crânios: o da esquerda, Neanderthal, 70 mil anos e o da direita, Cro-Magnon, 30 mil.



Hank Morgan/SPL/Latinstock

// “Uma técnica nova e importante na Medicina Nuclear é a PET (sigla, em inglês, para tomografia por emissão de pósitrons e elétrons), que utiliza radioisótopos de meia-vida muito curta e que têm como característica o decaimento com a liberação de pósitrons, sendo considerada por muitos especialistas a melhor e mais precisa forma de radiodiagnóstico por imagem disponível hoje. Esses radioisótopos são produzidos em aceleradores de partículas específicos (ciclotrons), sendo o principal produto o flúor-18, injetado no sangue do paciente na forma de fluoredeoxiglicose (FDG).” Disponível em: <www.biodieselbr.com/energia/nuclear/energia-nuclear-saude.htm>. Acesso em: 10 abr. 2018.

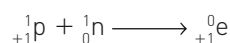
Para cada enfermidade ou avaliação médica, a escolha do radioisótopo, da quantidade aplicada e da forma como é utilizado deve ter como critério a relação risco-benefício.

Após o paciente receber uma dose do material radioativo, o radiologista determina o nível e a localização das radiações emitidas pelos isótopos. As radiações beta (β) ou gama (γ) incidem sobre filmes fotográficos, produzindo imagens do órgão que se pretende estudar.

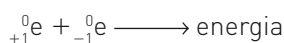
As radiações gama provenientes do I-131 são usadas no tratamento de câncer da tireoide. Embora possam afetar qualquer célula do órgão, essas radiações agem muito mais sobre as células cancerosas, que se encontram debilitadas.

Alguns radioisótopos que emitem pósitrons (${}^0_{+1}\text{e}$), por exemplo, ${}^{10}\text{C}$, ${}^{11}\text{C}$, ${}^{13}\text{N}$ e ${}^{15}\text{O}$, são usados para diagnóstico por imagem (tomografia).

O decaimento de um próton em nêutron se dá com a formação de um pósitron:



Essa reação pode ser usada para mapear regiões corpóreas em que se suspeita de alterações metabólicas. Pode-se administrar glicose contendo F-18 em pacientes. Os pósitrons colidem com elétrons em uma reação denominada **aniquilação**:



Nessa reação, a massa é transformada totalmente em energia na forma de ondas eletromagnéticas. Tais radiações revelam regiões em que o metabolismo da glicose está alterado.

Agricultura, indústria e alimentação

A capacidade de as radiações produzirem danos aos organismos tem sido usada na preservação de alimentos, como o morango. A irradiação com raios gama provenientes do Co-60 destrói fungos e bactérias, principais causadores do apodrecimento. Esses raios atuam como esterilizantes.

O P-32 é utilizado como radiotraçador, permitindo verificar a absorção de fertilizantes pelas plantas e avaliar a eficácia do controle de insetos.

Para impedir o crescimento de agentes decompositores nos alimentos, costuma-se fazer a pasteurização térmica e a conservação refrigerada. Porém, muitos alimentos frescos não podem ser submetidos a esses processos, como carnes, peixes, mariscos, aves, etc. Esses alimentos são submetidos a radiações para se conservarem por mais tempo.

Em processos industriais, isótopos são usados em análise não destrutiva de materiais e como radiotraçadores. Veja alguns exemplos:

- Fe-59, na medida de desgaste de molas e êmbolos de motores;
- P-32, na medida de desgaste dos frisos de pneus;
- Na-24 e I-131, na localização de pequenos vazamentos em tubulações de água e medida da espessura de lâminas metálicas.

Os morangos ① tratados com raios gama permanecem frescos durante vários dias. Os morangos ② que não foram tratados com raios gama desenvolveram fungos no mesmo período.



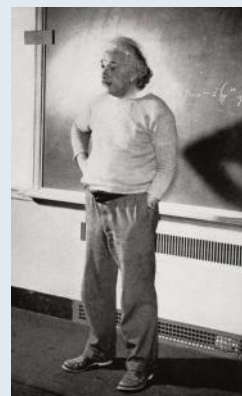
Fotos: Acervo do autor/Aquivo da editora

Conflito ético na aplicação bélica da fissão nuclear: bomba atômica

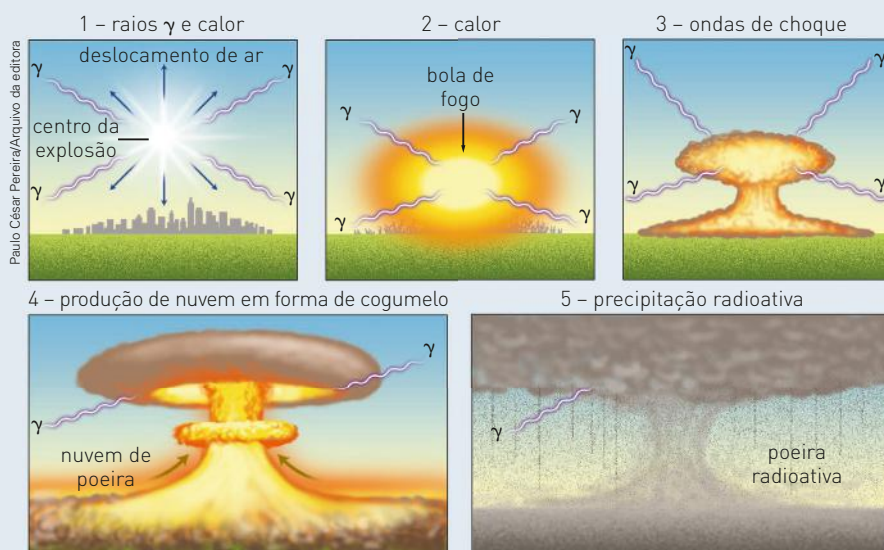
Em 1939, Albert Einstein (1879-1955), físico alemão radicado nos Estados Unidos, integrou-se à campanha promovida pelo físico Leo Szilard (1898-1964), que desenvolvia pesquisa visando fabricar a bomba atômica.

Tanto para os cientistas envolvidos nas pesquisas como para os demais membros da comunidade científica, a bomba atômica, uma vez construída, não seria usada como arma militar. Eles propuseram que a bomba fosse testada na presença de autoridades do governo japonês e dos governos aliados (Inglaterra, França e URSS), o que forçaria a rendição incondicional do Japão, evitando, assim, a morte de milhares de pessoas.

Mas não foi isso o que aconteceu. A ideia de apressar o término da guerra, evitando a morte de muitos soldados americanos e o gasto de milhões de dólares necessários para invadir o Japão, associada à demonstração de supremacia militar diante da União Soviética, marcando o início da Guerra Fria, levou o presidente estadunidense Harry Truman a ordenar o lançamento de bombas atômicas sobre o Japão. Em 6 de agosto de 1945 foi lançada sobre Hiroshima uma bomba atômica de urânio, chamada *Little Boy*.



Albert Einstein em fotografia de 1933.



CORES FANTASIA

AUSÊNCIA DE PROPORÇÃO

Representação esquemática da sequência de eventos na explosão de uma bomba atômica.

A bomba detonada sobre Hiroshima continha uma massa de 7 quilos de $^{235}_{92}\text{U}$ enriquecido, com um poder destrutivo equivalente a 20 mil toneladas de TNT, ou seja, uma bomba de 20 kiloton, que provocou a morte imediata de aproximadamente 100 mil pessoas. Três dias depois, foi lançada outra bomba atômica de plutônio, sobre a cidade de Nagasaki, provocando a morte imediata de 20 mil pessoas.

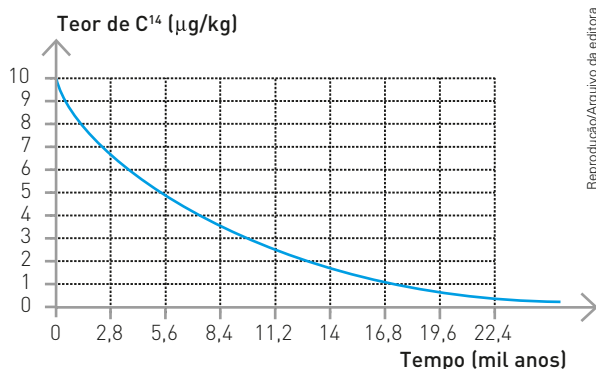
A guerra terminou em 14 de agosto de 1945 com a rendição incondicional do Japão e com a morte, imediata e posterior, de cerca de 200 mil pessoas, sem considerar as possíveis alterações genéticas transmitidas aos descendentes pelas pessoas que sobreviveram.

Para obter mais rapidamente a bomba atômica, os Estados Unidos montaram um esquema secreto denominado Projeto Manhattan. Em 1945, conseguiram obter as massas críticas de urânio e de plutônio necessárias para produzir a reação em cadeia. A primeira bomba atômica foi detonada em 16 de julho de 1945 no deserto do Novo México. O calor liberado vaporizou uma torre de ferro de 30 metros de altura, na qual a bomba estava colocada, e derreteu, vitrificando a areia ao redor.



Exercício resolvido

(UFG-GO) A partir do momento em que uma planta ou animal morrem, deixam de incorporar átomo de carbono. O teor do isótopo C^{14} decai com o tempo, de acordo com o gráfico abaixo.



A partir dessas informações, responda:

- Qual a meia-vida do C^{14} ?
- Na análise de um fóssil foi encontrado $2,5 \mu\text{g/kg}$ C^{14} . Qual a idade do fóssil?
- Como animais e plantas incorporam C^{14} ?

Solução

- Note que, no tempo zero, a massa indicada na ordenada é igual a $10 \mu\text{g/kg}$ e que, após $5,6 \cdot 1000$ anos, a amostra se reduz a $5 \mu\text{g/kg}$. Assim, podemos concluir que a meia-vida é igual a 5600 anos.

- Partindo de $10 \mu\text{g/kg}$ C^{14} , temos:

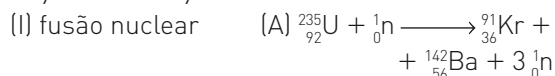
$$10 \xrightarrow{\text{após 5600 anos}} 5 \xrightarrow{\text{após 5600 anos}} 2,5$$

Logo, a idade do fóssil é de 11 200 anos.

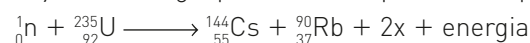
- Os animais incorporam C^{14} ao se alimentarem, e as plantas, através da respiração (fotossíntese).

Fundamentando seus conhecimentos

- Faça a associação correta.

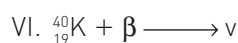
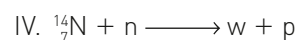
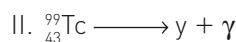
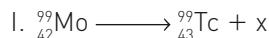


- Uma das reações nucleares utilizadas para produção de energia poderia ser representada por:



Determine a partícula representada por x.

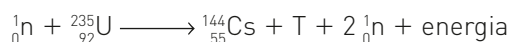
- Complete as reações nucleares que são empregadas em Medicina e em datação.



- Uma amostra de madeira apresentou um teor de C-14 de 12,5%. Sabendo que a meia-vida do C-14 é 5600 anos, determine a idade da amostra.

Desenvolvendo seus conhecimentos

- (Uerj) O reator atômico instalado no município de Angra dos Reis é do tipo PWR — reator de água pressurizada. O seu princípio básico consiste em obter energia através do fenômeno “fissão nuclear”, em que ocorre a ruptura de núcleos pesados em outros mais leves, liberando grande quantidade de energia. Esse fenômeno pode ser representado pela seguinte equação nuclear:



Os números atômico e de massa do elemento T estão respectivamente indicados na seguinte alternativa:

- 27 e 91.
- 37 e 90.
- 39 e 92.
- 43 e 93.

- (Enem) O debate em torno do uso da energia nuclear para produção de eletricidade permanece atual. Em um encontro internacional para a discussão

desse tema, foram colocados os seguintes argumentos:

- I. Uma grande vantagem das usinas nucleares é o fato de não contribuírem para o aumento do efeito estufa, uma vez que o urânio, utilizado como “combustível”, não é queimado, mas sofre fissão.
- II. Ainda que sejam raros os acidentes com usinas nucleares, seus efeitos podem ser tão graves que essa alternativa de geração de eletricidade não nos permite ficar tranquilos.

A respeito desses argumentos, pode-se afirmar que:

- a) o primeiro é válido e o segundo não é, já que nunca ocorreram acidentes com usinas nucleares.
- b) o segundo é válido e o primeiro não é, pois de fato há queima de combustível na geração nuclear de eletricidade.
- c) o segundo é válido e o primeiro é irrelevante, pois nenhuma forma de gerar eletricidade produz gases do efeito estufa.
- x d)** ambos são válidos para se compararem vantagens e riscos na opção por essa forma de geração de energia.
- e) ambos são irrelevantes, pois a opção pela energia nuclear está se tornando uma necessidade inquestionável.

3. (Enem)

A bomba reduz neutros e neutrinos, e abana-se com o leque da reação em cadeia.

ANDRADE, C. D. *Poesia completa e prosa*. Rio de Janeiro. Aguilar, 1973 (fragmento).

Nesse fragmento de poema, o autor refere-se à bomba atômica de urânio. Essa reação é dita “em cadeia” porque na:

- a) fissão do ^{235}U ocorre liberação de grande quantidade de calor, que dá continuidade à reação.
- b) fissão de ^{235}U ocorre liberação de energia, que vai desintegrando o isótopo ^{238}U enriquecendo-o em mais ^{235}U .
- x c)** fissão do ^{235}U ocorre uma liberação de nêutrons, que bombardearão outros núcleos.
- d) fusão do ^{235}U com ^{238}U ocorre formação de neutrino, que bombardeará outros núcleos radioativos.
- e) fusão do ^{235}U com ^{238}U ocorre formação de outros elementos radioativos mais pesados, que desencadeiam novos processos de fusão.

4. (UFRRJ)

Fim da 2ª Guerra Mundial – bomba atômica Sessenta anos de terror nuclear

Destruídas por bombas, Hiroshima e Nagasaki hoje lideram luta contra essas armas

Gilberto Scofield Jr.
Enviado especial a Hiroshima, Japão

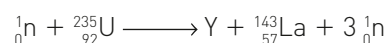
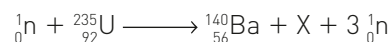
“Shizuko Abe tinha 18 anos no dia 6 de agosto de 1945 e, como todos os jovens japoneses durante a Segunda Guerra Mundial, ela havia abandonado os estudos para se dedicar ao esforço de guerra. Era um dia claro e quente de verão e, às 8h, Shizuko e seus colegas iniciavam a derrubada de parte das casas de madeira do centro de Hiroshima para tentar criar um cordão de isolamento anti-incêndio no caso de um bombardeio incendiário aéreo. Àquela altura, ninguém imaginava que Hiroshima seria o laboratório de outro tipo de bombardeio, muito mais devastador e letal, para o qual os abrigos anti-incêndio foram inúteis.”

“Hiroshima, Japão. Passear pelas ruas de Hiroshima hoje — 60 anos depois da tragédia que matou 140 mil pessoas e deixou cicatrizes eternas em outros 60 mil, numa população de 400 mil — é nunca esquecer o passado. Apesar de rica e moderna com seus 1,1 milhão de habitantes circulando em bem cuidadas ruas e avenidas, os monumentos às vítimas do terror atômico estão em todos os lugares.”

O Globo, 31 jul. 2005.

Sessenta anos após o fim da Segunda Guerra Mundial, ainda nos indignamos com a tragédia lançada sobre Hiroshima e Nagasaki. A bomba que destruiu essas cidades marcou o início da era nuclear. O fenômeno se constitui de uma reação em cadeia, liberando uma grande quantidade de energia, muito maior do que aquela envolvida em reações químicas. Em virtude disso, a fissão nuclear é usada nas usinas termoelétricas, que visam transformar energia térmica em energia elétrica. O combustível principal é o urânio.

Considerando as equações a seguir,



- a) determine X e Y, com número atômico e número de massa de cada um.
- b) sabendo-se que o tempo de meia-vida do urânio (${}_{92}^{235}\text{U}$) é 4,5 bilhões de anos, calcule o tempo necessário para reduzir a $\frac{1}{4}$ uma determinada massa desse nuclídeo.

5. (UPE) Um hospital foi denunciado por realizar sessões de radioterapia com um equipamento cujo irradiador, denominado bomba de cobalto (cobalto-60), está vencido. O cobalto-60 é usado como fonte de radiação gama e possui um período de semidesintegração de 5,26 anos. Esse hospital realiza sessões de radioterapia para o tratamento contra o câncer, utilizando radiações ionizantes com o objetivo de destruir as células neoplásicas para obter uma redução ou o desaparecimento da lesão maligna. O equipamento lança feixes de radiação direcionados para o local contendo as células afetadas. A instituição alegou que as bombas de cobalto-60 foram adquiridas há 6 anos e atendem às especificações de tempo de utilização.

Nesse caso, a denúncia é infundada porque:

- a) a fonte de irradiação manteve a massa de cobalto-60, em razão da reversibilidade da reação de desintegração.
- b) a concentração de radioisótopo na bomba passa a tornar mais perigoso o trabalho do técnico responsável pelo manuseio do equipamento.
- x c) apesar da diminuição da massa da amostra radioativa, mantém-se a emissão de radiação gama; logo, o tratamento continua sendo eficaz.
- d) a quantidade de cobalto radioativo presente na amostra no momento da denúncia é 50% menor que no período inicial de utilização do irradiador.
- e) o cobalto-60 continua sofrendo reações de transmutação, ao ter seus núcleos bombardeados com radiações gama no interior do equipamento.

6. (UFRRJ)

Plano B para a energia

por W. Wayt Gibbs

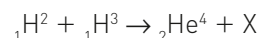
Para manter este mundo tolerável à vida, a humanidade deve completar uma maratona de mudanças tecnológicas cuja linha de chegada está bem além do horizonte. Ainda que os planos de redução das emissões de gás carbônico funcionem, mais cedo ou mais tarde, o mundo vai precisar de um plano B: uma ou mais tecnologias fundamentalmente novas que, juntas, consigam fornecer 10 a 30 terawatts sem expelir uma tonelada sequer de dióxido de carbono.

Os reatores a fusão — que produzem energia nuclear juntando átomos, em vez de dividi-los — estão no topo de quase todas as listas de tecnologias energéticas definitivas para a humanidade.

O reator não produziria gases de estufa e geraria quantidades relativamente baixas de resíduos radioativos de baixo nível. “Mesmo que a usina fosse arrasada [por acidente ou atentado], o nível de radiação a 1 km de distância seria tão pequeno que tornaria desnecessária a evacuação”, diz Farrokh Najmabadi, especialista em fusão que dirige o Centro de Pesquisa de Energia da Universidade da Califórnia em San Diego.

(Extraída de *American Scientific Brasil*, Edição n. 53 – out. 2006.)

A reação de fusão dos isótopos do hidrogênio pode ser representada por:

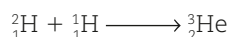


onde X é:

- a) ${}_{-1}\beta^0$
- b) ${}_2\alpha^4$
- c) ${}_1\text{p}^1$
- x d) ${}_0\text{n}^1$
- e) ${}_{+1}\text{e}^0$

Leia o texto para responder às questões 7 e 8.

A energia liberada pelo Sol é fundamental para a manutenção da vida no planeta Terra. Grande parte da energia produzida pelo Sol decorre do processo de fusão nuclear em que são formados átomos de hélio a partir de isótopos de hidrogênio, conforme representado no esquema:



(John B. Russell. *Química geral*, 1994.)

7. (Vunesp-SP) A partir das informações contidas no esquema, é correto afirmar que os números de nêutrons dos núcleos do hidrogênio, do deutério, do isótopo leve de hélio e do hélio, respectivamente, são:

- a) 1, 1, 2 e 2.
- b) 1, 2, 3 e 4.
- x c) 0, 1, 1 e 2.
- d) 0, 0, 2 e 2.
- e) 0, 1, 2 e 3.

8. (Vunesp-SP) A partir das etapas consecutivas de fusão nuclear representadas no esquema, é correto afirmar que ocorre

- a) formação de uma molécula de hidrogênio.
- b) emissão de nêutron.
- c) formação de uma molécula de hidrogênio e de dois átomos de hélio.
- x d) emissão de pósitron.
- e) emissão de próton.

9. (UFG-GO) Em junho de 2013, autoridades japonesas relataram a presença de níveis de trítio acima dos limites tolerados nas águas subterrâneas acumuladas próximo à central nuclear de Fukushima. O trítio, assim como o deutério, é um isótopo do hidrogênio e emite partículas beta (β).

Ante o exposto:

- a) escreva a equação química que representa a fusão nuclear entre um átomo de deutério e um átomo de trítio com liberação de um nêutron (n);
- b) identifique o isótopo do elemento químico formado após o elemento trítio emitir uma partícula beta.

10. (UEM-PR) Identifique o que for correto sobre a radioatividade e sobre os métodos de datação radiométrica ao longo da história da humanidade.

- 01) A radioatividade é um fenômeno em que um núcleo instável emite, de modo espontâneo, determinadas partículas e ondas que são chamadas de radiações e que se transformam em um núcleo estável.
- 02) O período no qual metade dos átomos de uma amostra de rocha com elementos radioativos passa por um processo de desintegração natural é chamado tempo de meia-vida.

04) A idade da Terra foi estimada em aproximadamente 4,6 bilhões de anos com base na datação radiométrica de meteoritos que chegaram à superfície da Terra.

08) As rochas que incorporam material de origem orgânica são datadas por meio do método de desintegração do isótopo urânio-238.

16) Os fatores estado físico, pressão e temperatura não influenciam a radioatividade de um elemento químico.

01, 02, 04 e 16.

11. (UEL-PR) O iodo-131 é um elemento radioativo utilizado em medicina nuclear para exames de tireoide e possui meia-vida de 8 dias. Para descarte de material contaminado com 1 g de iodo-131, sem prejuízo para o meio ambiente, o laboratório aguarda que o mesmo fique reduzido a 10^{-6} g de material radioativo.

Nessas condições, o prazo mínimo para descarte do material é de:

(Dado: $\log_{10} 2 \approx 0,3$.)

- a) 20 dias.
- b) 90 dias.
- c) 140 dias.
- ☒ d) 160 dias.
- e) 200 dias.

Desafiando seus conhecimentos

1. (Enem) A falta de conhecimento em relação ao que vem a ser um material radioativo e quais os efeitos, consequências e usos da irradiação pode gerar o medo e a tomada de decisões equivocadas, como a apresentada no exemplo a seguir.

"Uma companhia aérea negou-se a transportar material médico por este portar um certificado de esterilização por irradiação".

Física na Escola, v. 8, n. 2, 2007 (adaptado).

A decisão tomada pela companhia é equivocada, pois:

- ☒ a) o material é incapaz de acumular radiação, não se tornando radioativo por ter sido irradiado.
- b) a utilização de uma embalagem é suficiente para bloquear a radiação emitida pelo material.
- c) a contaminação radioativa do material não se prolifera da mesma forma que as infecções por microrganismos.

d) o material irradiado emite radiação de intensidade abaixo daquela que ofereceria risco à saúde.

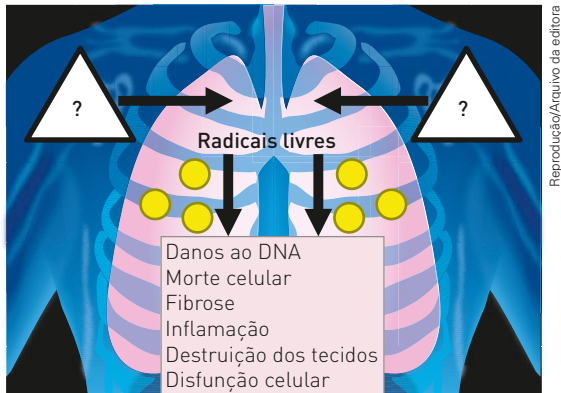
e) o intervalo de tempo após a esterilização é suficiente para que o material não emita mais radiação.

Leia o texto a seguir.

Pela 1ª vez, drogas contra intoxicação radioativa alcançam bons resultados. Remédios para tratar intoxicação por radiação devem ser aprovados nos próximos anos. Hoje não existe nenhuma terapia para o tratamento e a prevenção dos danos fisiológicos da radiação, cujo principal efeito é a produção de radicais livres. A radiação atinge as moléculas de água e oxigênio abundantes no organismo e produz os radicais livres, que ao reagir alteram diversas estruturas celulares. A maioria das novas drogas tem a finalidade de diminuir os estragos produzidos pelos radicais livres.

(O Estado de S. Paulo, 13.02.2012. Adaptado.)

2. [Vunesp-SP] Para mostrar os efeitos da exposição de células e tecidos do organismo a elevados níveis de radiação nuclear, um professor utilizou a figura de um pulmão humano e nela indicou o que pode ocorrer em consequência da ação de radicais livres.



O professor pediu aos seus alunos que o ajudassem a completar corretamente a figura, escolhendo um símbolo para representar a utilização da radiação nuclear nas posições assinaladas com os pontos de interrogação.

Para atender ao professor, os alunos devem escolher o símbolo:

- a) , para informar que a radiação nuclear mata por asfixia.
- b) , para avisar do perigo de choque elétrico, pois no local há eletricidade exposta.
- x c)** , para indicar que se trata de processo que envolve o uso de substâncias radioativas.
- d) , para informar que as substâncias utilizadas para gerar a radiação são recicláveis.
- e) , para informar que a radiação nuclear é um processo que utiliza líquidos inflamáveis.

3. [Enem] Na música *Bye, bye, Brasil*, de Chico Buarque de Hollanda e Roberto Menescal, os versos “puseram uma usina no mar talvez fique ruim pra pescar”

poderiam estar se referindo à usina nuclear de Angra dos Reis, no litoral do Estado do Rio de Janeiro. No caso de tratar-se dessa usina, em funcionamento normal, dificuldades para a pesca nas proximidades poderiam ser causadas pelo quê?

- x a)** Pelo aquecimento das águas, utilizadas pela refrigeração da usina, que alteraria a fauna marinha.
- b) Pela oxidação de equipamentos pesados e por detonações, que espantariam os peixes.
- c) Pelos rejeitos radioativos lançados continuamente no mar, que provocariam a morte dos peixes.
- d) Pela contaminação por metais pesados dos processos de enriquecimento do urânio.
- e) Pelo vazamento de lixo atômico colocado em tonéis e lançado ao mar nas vizinhanças da usina.

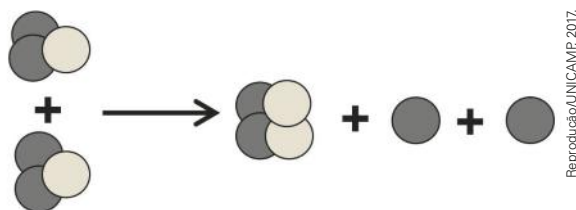
4. [Enem] O funcionamento de uma usina nucleoeletrica típica baseia-se na liberação de energia resultante da divisão do núcleo de urânio em núcleos de menor massa, processo conhecido como fissão nuclear. Nesse processo, utiliza-se uma mistura de diferentes átomos de urânio, de forma a proporcionar uma concentração de apenas 4% de material físsil. Em bombas atômicas, são utilizadas concentrações acima de 20% de urânio físsil, cuja obtenção é trabalhosa, pois, na natureza, predomina o urânio não físsil.

Em grande parte do armamento nuclear hoje existente, utiliza-se, então, como alternativa, o plutônio, material físsil produzido por reações nucleares no interior do reator das usinas nucleoeletricas. Considerando-se essas informações, é correto afirmar que:

- a) a disponibilidade do urânio na natureza está ameaçada devido à sua utilização em armas nucleares.
- b) a proibição de se instalarem novas usinas nucleoeletricas não causará impacto na oferta mundial de energia.
- x c)** a existência de usinas nucleoeletricas possibilita que um de seus subprodutos seja utilizado como material bélico.
- d) a obtenção de grandes concentrações de urânio físsil é viabilizada em usinas nucleoeletricas.
- e) a baixa concentração de urânio físsil em usinas nucleoeletricas impossibilita o desenvolvimento energético.

5. [Unicamp-SP] Um filme de ficção muito recente destaca o isótopo ^3_2He , muito abundante na Lua, como uma solução para a produção de energia limpa na Terra. Uma das transformações que

esse elemento pode sofrer, e que justificaria seu uso como combustível, está esquematicamente representada na reação abaixo, em que o ${}^3_2\text{He}$ aparece como reagente.



De acordo com esse esquema, pode-se concluir que essa transformação, que liberaria muita energia, é uma:

- a) fissão nuclear, e, no esquema, as esferas mais escuras representam os nêutrons e as mais claras os prótons.
- b) fusão nuclear, e, no esquema, as esferas mais escuras representam os nêutrons e as mais claras os prótons.
- ☒ c) fusão nuclear, e, no esquema, as esferas mais escuras representam os prótons e as mais claras os nêutrons.
- d) fissão nuclear, e, no esquema, as esferas mais escuras são os prótons e as mais claras os nêutrons.

6. (CPS-SP)

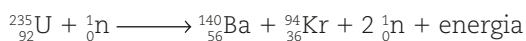
Os átomos de alguns elementos químicos apresentam a propriedade de, por meio de reações nucleares, transformar massa em energia. O processo ocorre espontaneamente em alguns elementos, porém, em outros precisa ser provocado por meio de técnicas específicas.

Existem duas formas de obter essa energia:

- fissão nuclear, em que o núcleo atômico se divide em duas ou mais partículas;
- fusão nuclear, na qual dois ou mais núcleos se unem para produzir um novo elemento.

A fissão do átomo de urânio é a principal técnica empregada para a geração de eletricidade em usinas nucleares e também pode ser usada em armas nucleares.

A fissão do urânio (U) pode ser provocada pelo bombardeamento de nêutrons (n) e pode ser representada pela equação:



<<http://tinyurl.com/z6aohek>> Acesso em: 19.02.2016. Adaptado.

De acordo com o texto, assinale a alternativa correta.

- a) Na fusão nuclear, o núcleo atômico se divide em duas ou mais partículas.
- ☒ b) Na fissão do urânio, temos a formação de dois novos elementos químicos.
- c) As usinas hidrelétricas usam a fissão nuclear para a obtenção de energia elétrica.
- d) As reações nucleares só ocorrem quando provocadas através de técnicas específicas.
- e) O bombardeamento de átomos de urânio por um próton leva a liberação de dois prótons.

7. (PUC-PR)

“Energia nuclear é toda a energia associada a mudanças da constituição do núcleo de um átomo, por exemplo, quando um nêutron atinge o núcleo de um átomo de urânio 235 dividindo-o, parte da energia que ligava os prótons e os nêutrons é liberada em forma de calor. Esse processo é denominado fissão nuclear. A central nuclear é a instalação industrial própria usada para produzir eletricidade a partir de energia nuclear, que se caracteriza pelo uso de materiais radioativos que, através de uma reação nuclear, produzem calor. Nessas centrais existe um alto grau de segurança, devido à matéria-prima radioativa empregada”.

Fonte: <<http://www.mundoeducacao.com/quimica/uso-energia-nuclear.htm>>.

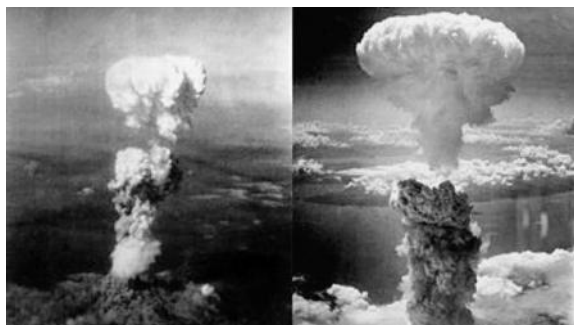
A respeito do assunto, assinale a alternativa correta.

- a) Fissão nuclear é a junção de núcleos atômicos, liberando energia maior quando comparada à fusão nuclear.
- ☒ b) Se um elemento radioativo, em 100 anos, sofrer uma desintegração de 93,75% da sua massa, este elemento químico tem, nestas condições, uma meia-vida de 25 anos.
- c) Uma das vantagens do uso da radioatividade para produção de energia elétrica é o de não causar efeito estufa, e desvantagem, os gases tóxicos produzidos.
- d) Temos três partículas naturais: Alfa, beta e gama.
- e) A bomba atômica é um exemplo de fusão nuclear, enquanto a bomba de hidrogênio é um exemplo de fissão nuclear.

8. (UCS-RS)

A primeira explosão de uma bomba atômica na história da humanidade aconteceu no dia 6 de agosto de 1945. Ela continha 50 kg de urânio-235, com potencial destrutivo equivalente a 15 mil toneladas de TNT e foi lançada sobre o centro da cidade de Hiroshima, às 8h15min da manhã, horário local, causando a morte de mais de 140 mil

peças. Nagasaki foi atingida três dias depois. Inicialmente, o plano do exército americano era jogar a bomba sobre Kokura. Mas o tempo nublado impediu que o piloto visualizasse a cidade, e decidiu-se pela segunda opção. A bomba, agora de plutônio-239, apresentava um potencial destrutivo equivalente a 22 mil toneladas de TNT. Cerca de 70 mil pessoas morreram.



Reprodução/UCS, 2016.

A nuvem de cogumelo sobre Hiroshima (à esquerda) e sobre Nagasaki (à direita), após a queda das duas bombas atômicas.

Pouco depois de a bomba atômica ser lançada sobre o Japão, cientistas inventaram outra arma, ainda mais poderosa: a bomba de hidrogênio. Em 1957, a bomba H explodiu no Atol de Bikini, no Oceano Pacífico. Tinha um poder de destruição cinco vezes maior do que todas as bombas convencionais detonadas durante a Segunda Guerra Mundial.

Previendo a corrida armamentista, Albert Einstein declarou em 1945: “O poder incontido do átomo mudou tudo, exceto nossa forma de pensar e, por isso, caminhamos para uma catástrofe sem paralelo”.

Disponível em: <<http://www.sitedecuriosidades.com/curiosidade/as-bombas-atomicas-lancadas-sobre-o-japao.html>>; <<http://www.nippo.com.br/4.hiroshima/>>; <https://pt.wikipedia.org/wiki/Bombardeamentos_de_Hiroshima_e_Nagasaki>. Acesso em: 2 set. 15.

Em relação à temática e às informações apresentadas no texto, assinale a alternativa correta.

- ☒ a) A fissão nuclear do urânio-235 se dá por um processo de reação em cadeia, com a liberação de uma grande quantidade de energia.
- b) Um átomo de urânio-235 decai para plutônio-239 pela emissão de uma partícula alfa.
- c) A energia gerada na explosão de uma bomba atômica se origina a partir de um processo de fusão nuclear.
- d) A bomba de hidrogênio é uma aplicação bélica que visa causar destruição com base na enorme energia e no grande fluxo de nêutrons liberados nas reações de fissão nuclear.
- e) As partículas beta possuem maior poder de penetração em tecidos biológicos que as radiações gama.

9. [EBMSP]

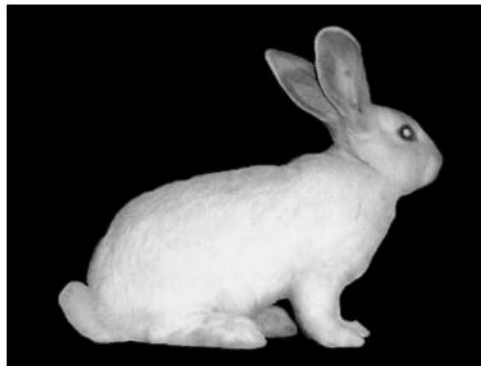
Há 70 anos, em 1945, a Segunda Guerra Mundial se encaminhava para o fim quando foram detonadas duas bombas atômicas, uma sobre Hiroshima e a outra em Nagasaki. A humanidade ainda guarda um trauma desse episódio, e a necessidade, ou não, de se construir armas atômicas é um tema muito polêmico. As reações nucleares utilizadas nas bombas detonadas sobre as cidades japonesas envolveram processos de fissão nuclear de átomos dos elementos químicos urânio e plutônio. Na fissão do urânio, por exemplo, o átomo do radionuclídeo é bombardeado com um nêutron, e são formados átomos de outros elementos, a exemplo do estrôncio e do xenônio, e de mais nêutrons que, por sua vez, participam de uma nova reação, levando ao surgimento de um processo em cadeia e a liberação de uma grande quantidade de energia. A energia liberada no processo de fissão nuclear de 1,0 g do radionuclídeo $^{235}_{92}\text{U}$ é de $8 \cdot 10^7$ kJ. Nos reatores nucleares o processo é similar, porém a reação nuclear e a energia liberada são controladas.

OLIVEIRA, Adilson de. A equação e a bomba atômica. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/fisica-sem-miséri/a-equacao-e-a-bomba-atomica>>. Acesso em: 3 set. 2015. Adaptado.

Considerando-se essas informações e os conhecimentos da Química, é correto afirmar:

- a) A energia liberada pela fissão nuclear de uma tonelada de urânio-235 é de $8 \cdot 10^7$ kJ.
- b) O nêutron é uma partícula nuclear de massa menor do que a do próton representada por ^1_0n .
- c) O estrôncio e o xenônio são elementos químicos que pertencem a diferentes períodos da Tabela Periódica.
- d) O número de nêutrons do átomo de urânio, $^{235}_{92}\text{U}$, é maior do que o do átomo de plutônio, $^{239}_{94}\text{U}$.
- ☒ e) A fissão nuclear forma átomos de elementos químicos com números atômicos menores do que os dos átomos originais.

10. [UEL-PR] Observe a figura a seguir e responda à questão.



Reprodução/UEL, 2015.

Em 2000, o artista Eduardo Kac, carioca radicado nos Estados Unidos, criou GFP Bunny, um coelho geneticamente modificado que brilha em presença de luz azul graças à Proteína Fluorescente (GFP) inserida em seu DNA.

Disponível em: <<http://www.museudavida.fiocruz.br/brasiliana/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?infoid=263&sid=19>>. Acesso em: 21 maio 2015.

O desastre de Chernobyl ocorreu em 1986, lançando grandes quantidades de partículas radioativas na atmosfera. Usinas nucleares utilizam elementos radioativos com a finalidade de produzir energia elétrica a partir de reações nucleares. Com base nos conhecimentos sobre os conceitos de radioatividade, assinale a alternativa correta.

- a) A desintegração do átomo de $^{210}_{83}\text{Bi}$ em $^{210}_{84}\text{Po}$ ocorre após a emissão de uma onda eletromagnética gama.
- b) A desintegração do átomo $^{235}_{92}\text{U}$ em $^{231}_{90}\text{Th}$ ocorre após a emissão de uma partícula beta.
- c) A fusão nuclear requer uma pequena quantidade de energia para promover a separação dos átomos.
- d) A fusão nuclear afeta os núcleos atômicos, liberando menos energia que uma reação química.
- ☒ e) A fissão nuclear do átomo de $^{235}_{92}\text{U}$ ocorre quando ele é bombardeado por nêutrons.

11. (FGV-SP)

Deverá entrar em funcionamento em 2017, em Iperó, no interior de São Paulo, o Reator Multipropósito Brasileiro (RMB), que será destinado à produção de radioisótopos para radiofármacos e também para produção de fontes radioativas usadas pelo Brasil em larga escala nas áreas industrial e de pesquisas. Um exemplo da aplicação tecnológica de radioisótopos são sensores contendo fonte de amerício-241, obtido como produto de fissão. Ele decai para o radioisótopo neptúnio-237 e emite um feixe de radiação. Fontes de amerício-241 são usadas como indicadores de nível em tanques e fornos mesmo em ambiente de intenso calor, como ocorre no interior dos alto fornos da Companhia Siderúrgica Paulista (COSIPA).

A produção de combustível para os reatores nucleares de fissão envolve o processo de transformação do composto sólido UO_2 ao composto gasoso UF_6 por meio das etapas:

- I. $\text{UO}_2 (\text{s}) + 4 \text{HF} (\text{g}) \longrightarrow \text{UF}_4 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- II. $\text{UF}_4 (\text{s}) + \text{F}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{UF}_6 (\text{g})$

(Adaptado de www.brasil.gov.br/ciencia-e-tecnologia/2012/02/reator-deve-garantir-autossuficiencia-brasileira-em-radiofarmacos-a-partir-de-2017 e H. Barcelos de Oliveira, Tese de Doutorado, IPEN/CNEN, 2009, in: www.pelicano.ipen.br)

Considerando o tipo de reator mencionado no texto, classifique cada uma das afirmações em V (verdadeira) ou F (falsa).

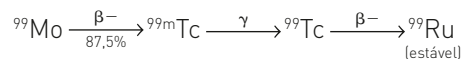
- ☐) No processo de fissão nuclear, o núcleo original quebra-se em dois ou mais núcleos menores, e uma grande quantidade de energia é liberada.
- ☐) Os núcleos que podem sofrer fissão são denominados fissionáveis, e entre eles estão isótopos de urânio.
- ☐) No reator de fissão, ocorre uma reação em cadeia sustentada por prótons produzidos na quebra do isótopo fissionável.

Assinale a classificação correta, de cima para baixo.

- a) F – F – V.
- b) F – V – V.
- c) F – V – F.
- ☒ d) V – V – F.
- e) V – F – V.

12. (UPE)

Todos os isótopos conhecidos do tecnécio são radioativos e incluem oito pares de isômeros nucleares, entre eles $^{99\text{m}}\text{Tc}$ - ^{99}Tc , que são nuclídeos diferenciáveis apenas pelo seu conteúdo energético. O nuclídeo no estado mais energético (meta-estável) libera energia eletromagnética na transição para um estado isomérico de energia mais baixa. O Tc-99m apresenta meia-vida de 6 horas, sendo um produto do decaimento do molibdênio-99 que possui uma meia-vida de 66 horas.



Os geradores de Tc-99m consistem em recipientes com pequenas esferas de alumina sobre as quais o Mo-99 produzido em um reator nuclear, liga-se firmemente. O Tc-99m é utilizado na composição de radiofármacos para diagnóstico, para a obtenção de mapeamentos (cintilografia) de diversos órgãos. O paciente recebe uma dose de um radiofármaco, sendo, posteriormente, examinado por um equipamento capaz de detectar a radiação oriunda do paciente e convertê-la em uma imagem que representa o órgão ou o sistema avaliado.

Adaptado de: <http://qnesc.s bq.org.br/online/cadernos/06/a08.pdf>. Acesso em: 10/07/2016.

Nesse processo, é correto afirmar que:

- a) o molibdênio, o tecnécio e o rutênio são isótopos radioativos.
- ☒ b) as imagens são produzidas pela conversão da energia gerada por um radioisótopo emissor de radiação gama.

- c) a alta meia-vida do molibdênio-99 é uma das vantagens para a sua utilização como radiofármaco para diagnósticos.
- d) o Tc-99m emite um tipo de onda eletromagnética que apresenta grande penetrabilidade nos tecidos e alto poder de ionização, quando comparada às radiações de partículas alfa (α) ou de nêutrons (β^-).
- e) o tecnécio-99 apresenta excelentes características para a utilização em Medicina Nuclear Diagnóstica, pois possui tempo de meia-vida físico relativamente curto (6,02 h) e emite radiação do tipo particulada.

13. [FMP-RJ]

Para se determinar a idade de um fóssil, costuma-se usar carbono-14 com meia-vida de 5 730 anos, que emite radiação perdendo dois nêutrons. O C-14 assim como o C-12 é absorvido pelas plantas por meio da fotossíntese, e os animais, ao se alimentarem das plantas, fazem com que o C-14 entre na cadeia alimentar.

A proporção entre o carbono-12 e o carbono-14 nos seres vivos permanece constante durante toda sua vida, porém com a morte, não ocorre mais absorção do ^{14}C diminuindo sua concentração no organismo devido ao seu decaimento radioativo.

Disponível em: <<https://mundopre-historico.blogspot.com.br/2011/07/como-se-descobre-idade-dos-fosseis.html>>. Adaptado. Acesso em: 18 jul. 2016.

O aparelho que detecta a massa atômica exata de cada elemento químico encontrado no fóssil é o espectrômetro de massa. Considere que, a partir de um caixote de fragmentos de arqueologia fóssil, foram utilizados, no início do experimento, 320 g do carbono-14. Ao final do experimento, verificou-se que foram reduzidos de 310 g.

A idade estimada desse fóssil e a reação de decaimento radioativo do ^{14}C correspondem, respectivamente, a:

- x a) 28 650 anos; ${}_6^{14}\text{C} \rightarrow 2 {}_0^1\text{n} + {}_6^{12}\text{C}$.
- b) 28 650 anos; ${}_6^{14}\text{C} \rightarrow 2 {}_0^1\text{n} + {}_6^{16}\text{C}$.
- c) 5 730 anos; ${}_6^{14}\text{C} \rightarrow 2 {}_0^1\text{n} + {}_6^{14}\text{C}$.
- d) 5 730 anos; ${}_6^{14}\text{C} \rightarrow 2 {}_0^1\text{n} + {}_8^{14}\text{C}$.
- e) 5 730 anos; ${}_6^{14}\text{C} \rightarrow 2 {}_1^0\text{n} + {}_8^{14}\text{C}$.

14. [Enem]

Pesquisadores recuperaram DNA de ossos de mamute (*Mammuthus primigenius*) encontrados na Sibéria, que tiveram sua idade de cerca de 28 mil anos confirmada pela técnica do carbono-14.

FAPESP. DNA do mamute é revelado. Disponível em: <http://agencia.fapesp.br>. Acesso em: 13 ago. 2012 (adaptado).

A técnica de datação apresentada no texto só é possível devido à:

- x a) proporção conhecida entre carbono-14 e carbono-12 na atmosfera ao longo dos anos.
- b) decomposição de todo o carbono-12 presente no organismo após a morte.
- c) fixação maior do carbono-14 nos tecidos de organismos após a morte.
- d) emissão de carbono-12 pelos tecidos de organismos após a morte.
- e) transformação do carbono-12 em carbono-14 ao longo dos anos.

15. [PUC-SP] No final da década de 1930, Otto Hahn e Fritz Strassman observaram que átomos do isótopo ^{235}U , ao serem bombardeados por nêutrons, passam por um processo de fissão nuclear, originando átomos mais leves. A primeira fissão identificada pode ser descrita pela equação nuclear



$$\Delta E = -2 \cdot 10^{10} \text{ kJ/mol.}$$

Posteriormente, foi observado que a fissão nuclear do ^{235}U pode gerar diversos produtos distintos. Além de dois isótopos radioativos, são liberados de 2 a 5 nêutrons capazes de atingir outros núcleos de urânio, o que resulta em uma reação em cadeia extremamente exotérmica.

Essa característica permitiu o desenvolvimento de artefatos militares como as bombas atômicas lançadas em Hiroshima e Nagasaki pelos EUA, durante a 2ª Guerra Mundial. Outra aplicação da fissão nuclear é a geração de eletricidade, que ocorre nas usinas atômicas (termonucleares).

Apesar da produção de grande quantidade de energia a partir do emprego de uma pequena massa de U, a fissão nuclear apresenta o inconveniente de produzir isótopos radioativos, resultando no lixo atômico. Os resíduos formados em um reator nuclear sofrem desintegração radioativa e emitem radiação ionizante, bastante nociva para os seres vivos. Esses resíduos devem ser armazenados em recipientes com paredes de concreto ou chumbo, evitando o vazamento da radiação para o ambiente.

Em 2011, houve um grande vazamento radioativo na usina japonesa de Fukushima, resultante de terremoto e tsunami que assolaram o país. Em consequência disso, 57 mil pessoas tiveram que abandonar suas casas por causa da radiação emanada da usina. Um dos principais radioisótopos citados

pela mídia como responsável pela contaminação da água e do solo ao redor da usina é o ^{137}Cs .

O vazamento do ^{137}Cs para as águas litorâneas do Japão também causou preocupação em virtude da contaminação do ecossistema aquático. A contaminação por esse isótopo radioativo foi constatada recentemente em diversos organismos marinhos, inclusive naqueles usualmente consumidos por humanos.

Utilizando os seus conhecimentos de química e biologia e consultando a tabela periódica, responda:

- a) Determine o número de prótons e de nêutrons que constituem o núcleo do ^{137}Cs e faça a distribuição eletrônica em camadas desse átomo.

Escreva a equação de fissão do ^{235}U que forma o ^{137}Cs e 3 nêutrons, além de um outro isótopo. Consulte a tabela periódica e, ao equacionar o processo, represente o outro isótopo gerado através de seu símbolo químico.

- b) O ^{137}Cs decai emitindo uma partícula β^- e radiação γ , resultando em um isótopo estável. A meia-vida ($t_{1/2}$) desse processo é de 30 anos. Escreva a equação do decaimento radioativo do ^{137}Cs .

Considerando uma amostra contendo 2,00 mg de ^{137}Cs , determine a massa desse radioisótopo que ainda resta na amostra após 90 anos.

16. (Unicamp-SP) O homem, na tentativa de melhor compreender os mistérios da vida, sempre lançou mão de seus conhecimentos científicos e/ou religiosos. A datação por carbono quatorze é um belo exemplo da preocupação do homem em atribuir idade aos objetos e datar os acontecimentos.

Em 1946 a Química forneceu as bases científicas para a datação de artefatos arqueológicos, usando o ^{14}C . Esse isótopo é produzido na atmosfera pela ação da radiação cósmica sobre o nitrogênio, sendo posteriormente transformado em dióxido de carbono. Os vegetais absorvem o dióxido de carbono e, através da cadeia alimentar,

a proporção de ^{14}C nos organismos vivos mantém-se constante. Quando o organismo morre, a proporção de ^{14}C nele presente diminui, já que, em função do tempo, se transforma novamente em ^{14}N . Sabe-se que, a cada período de 5730 anos, a quantidade de ^{14}C reduz-se à metade.

- a) Qual o nome do processo natural pelo qual os vegetais incorporam o carbono?
- b) Poderia um artefato de madeira, cujo teor determinado de ^{14}C corresponde a 25% daquele presente nos organismos vivos, ser oriundo de uma árvore cortada no período do Antigo Egito (3200 a.C. a 2300 a.C.)? Justifique sua resposta.
- c) Se o ^{14}C e o ^{14}N são elementos diferentes que possuem o mesmo número de massa, aponte uma característica que os distingue.

17. (UPE) O carbono é encontrado em três formas isotópicas ${}_6^{12}\text{C}$, ${}_6^{13}\text{C}$ e ${}_6^{14}\text{C}$, com diferentes percentuais de abundância na natureza. O isótopo C-14 forma-se na alta atmosfera através da transmutação nuclear causada pela colisão de nêutrons cósmicos com átomos de nitrogênio presentes no ar. A incorporação do carbono-14 à atmosfera se dá na forma de CO_2 (g). Através do processo de fotossíntese, os átomos de ^{14}C passam a fazer parte dos seres vivos. Descobriu-se que, com a mesma velocidade com que o ^{14}C se forma na alta atmosfera, desintegra-se por meio de decaimento radioativo:



Assinale a alternativa *incorreta*.

- a) X representa ${}_1^0\beta$.
- b) O ^{14}C é utilizado para datação de fósseis.
- c) Um ser fossilizado cujo teor de ^{14}C corresponde a 6,25% da quantidade que havia quando estava vivo indica que sua idade deverá ser em torno de 22 920 anos.
- x d) A configuração eletrônica para cada um dos três isótopos do carbono será diferente.
- e) A radioatividade é utilizada na medicina, especialmente no combate a células cancerosas.

Gabarito da Parte II

Unidade 5 – Eletroquímica

Capítulo 20 – Eletrólise

Fundamentando seus conhecimentos (p. 378)

1. Cátodo.
2. Redução.
4. Ânodo.
5. Oxidação.
8. H^+ , Ca^{2+} .
9. H^+ .
11. OH^- , NO_3^- .
12. OH^- .
14. Mais concentrada.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 379)

1. b.
2. d.
3. d.
5. e.
7. c.
8. F-V-F-F-V.
9. c.
11. c.
12. b.
13. d.
14. a.
15. e.

Desafiando seus conhecimentos (p. 382)

3. a.
4. d.
7. e.
8. e.
10. b.

Capítulo 21 – Aspectos quantitativos da eletrólise

Fundamentando seus conhecimentos (p. 390)

1. $x = 96\,500\text{ C}$; $y = 216\text{ g}$.
2. 965 C .
3. $1,08\text{ g}$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 391)

1. $1,38\text{ g}$.
2. $31,75\text{ g}$.
3. $1,13\text{ h}$.
4. $0,0587\text{ g de Ni e } 0,635\text{ g de Cu}$.
5. d.
6. b.
8. b.
9. b.
10. $0,56\text{ L}$.
11. a) $3 \cdot 10^{-3}\text{ g}$.
b) $1,875 \cdot 10^{-13}\text{ A}$.

Desafiando seus conhecimentos (p. 393)

1. e.
2. d.
3. c.
4. d.
6. d.
7. c.
8. d.
9. d.
10. b.
11. a.
12. a.
13. b.
14. d.
17. $1,19\text{ g}$.
18. c.
20. a) $0,05625\text{ mol}$.
b) $9,25\text{ h}$.

Complemento – Eletrólise utilizando eletrodos não inertes (p. 398)

Exercícios (p. 402)

- | | |
|-------|------------------|
| 1. c. | 9. e. |
| 3. c. | 10. d. |
| 5. a. | 13. b. |
| 6. d. | 15. F-F-V-V. |
| 7. e. | 16. F-V-V-F. |
| 8. d. | 17. F-F-F-V-V-F. |

Capítulo 22 – Oxirredução na obtenção de substâncias simples

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 415)

1. b.
2. c.
3. c.
4. d.
5. c.
6. e.
7. d.
10. d.
11. a.
13. e.
14. e.
15. b.
16. V-F-F-V-F.

Desafiando seus conhecimentos (p. 418)

1. b.
2. e.
3. c.
5. 01, 04, 08 e 16.
8. F-F-V-F-F.
9. e.
12. c.
15. e.
16. Soma = 01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31.

Unidade 6 – Cinética química

Capítulo 23 – Estudo da velocidade (rapidez) das reações

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 431)

1. III.
2. a.
3. a) 0,2 mol/min.
b) 0,4 mol/min.
4. b.
5. a.
6. c.
7. a) $X = 3,0 \text{ L}$; $Y = 1,8 \text{ g}$.
b) 0,1 L/min.
c) 0,06 g/min.
9. a.
10. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 433)

1. e.
2. c.
3. b.
5. d.
6. F-V-F-F.
7. a.
8. d.
10. d.
12. a.
13. 2400 L/s.
15. a.

Capítulo 24 – Condições para a ocorrência de reações

Fundamentando seus conhecimentos (p. 442)

1. II.
2. 0 kJ.
3. 40 kJ.
4. 40 kJ.
5. Endotérmica.
6. 60 kJ.
7. Exotérmica.
8. -30 kJ .
9. 40 kJ.
10. Endotérmica.
11. 30 kJ.
12. 70 kJ.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 442)

1. a.
2. d.
3. d.
4. 40 kcal.
6. c.

Desafiando seus conhecimentos (p. 444)

1. b.
2. a.
3. d.
4. d.
5. c.
6. a.
7. b.

Capítulo 25 – Fatores que influem na rapidez das reações

Fundamentando seus conhecimentos (p. 452)

4. Nos dois experimentos.
5. Experimento X.
7. Experimento X.
15. Y.
16. Exotérmica.
17. 40 kJ.
18. 15 kJ.
19. -30 kJ.
20. Endotérmica.
21. 70 kJ.
22. 45 kJ.
23. 30 kJ.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 455)

1. d.
2. d.
4. b.
5. a.
9. c.
10. 04, 08 e 16.
11. a.
12. c.
13. b.
14. a.
15. b.
16. c.
17. e.

Desafiando seus conhecimentos (p. 459)

1. c.
2. a.
3. b.
4. b.
6. b.
7. c.
8. e.
10. e.
11. a.

12. e.
13. e.
14. d.
18. d.
19. b.
21. c.
22. c.
23. d.
25. d.

Capítulo 26 – Lei da velocidade

Fundamentando seus conhecimentos (p. 478)

2. $0,2 \text{ min}^{-1}$.
3. $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 479)

3. 2.
4. 1.
11. e.
12. b.
13. a.
14. c.
15. a.
16. a.
17. b.
18. c.
19. c.
20. e.
21. c.
22. 01, 02 e 08.

Desafiando seus conhecimentos (p. 483)

1. b.
2. 01, 02 e 08.
3. c.
4. a.
5. a.
8. e.
10. 01, 02, 04 e 08.
12. 01, 04, 08 e 16.
14. c.

15. d.
16. c.
18. b.
19. d.
20. F-V-F-F-V.
21. b.
22. a.
24. 04 e 32.
25. 04, 08 e 16.
26. 01, 08 e 16.
27. d.
28. 02, 04 e 08.

Unidade 7 – Equilíbrios químicos moleculares

Capítulo 27 – Processos reversíveis

Fundamentando seus conhecimentos (p. 499)

1. 30 min.
4. III.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 500)

1. b.
2. d.
3. d.
5. a.
7. a.
8. c.
9. c.
10. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 502)

1. e.
2. a.
3. 1 225 g.
4. e.
5. a.
6. a.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 511)

2. 2.
3. 0,375.

4. 0,071.
5. $K_{III} < K_{II} < K_I$.
6. Cloração.
7. $x = 0,39 \text{ mol}$; $y = 0,11 \text{ mol}$; $z = 0,78 \text{ mol}$.
8. 50,3.
9. $x = 0$; $y = 0,06 \text{ mol}$; $z = 0,44 \text{ mol}$.
10. 0,005.
11. 0,089.
12. 2.
14. I.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 512)

1. b.
2. b.
3. c.
4. d.
5. 50.
7. b.
8. b.
9. a.
11. 0,33.
12. 50.
13. b.
14. d.
15. a.
16. b.
17. b.
18. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 516)

2. d.
3. d.
4. b.
5. e.
6. b.
7. b.
8. b.
10. b.
11. b.
12. d.
13. c.

Capítulo 28 – Deslocamento de equilíbrio

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 530)

1. a.
3. O sistema entrou em equilíbrio.
4. Menor que 1.
5. a.
6. c.
7. b.
8. b.
9. a.
10. c.
11. a.
12. d.
13. d.
15. e.
16. d.
17. b.
18. a.
19. e.
20. e.
21. a.
22. d.
23. a.

Desafiando seus conhecimentos (p. 534)

1. d.
2. d.
3. d.
5. b.
6. d.
7. a.
9. b.
10. b.
11. d.
12. c.
13. d.
14. e.
15. a.
16. 01, 04 e 08.

18. b.
19. c.
20. 02, 08 e 16.

Unidade 8 – Equilíbrio iônico

Capítulo 29 – Constante de ionização (K_i)

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 551)

1. e.
2. c.
3. b.
4. d.
5. d.
6. a.
7. a) 0,4%.
b) 4%.
8. e.
9. a.
10. Para a esquerda.
11. Diminui.
12. Diminui.
13. Não se altera.
14. d.
15. Para a esquerda.
16. Diminui.
17. Diminui.
18. Não se altera.
19. Aumenta.

Desafiando seus conhecimentos (p. 553)

- | | |
|-------|-------|
| 1. b. | 5. a. |
| 2. d. | 6. a. |
| 3. a. | 7. e. |
| 4. a. | 9. d. |

► Complemento – Teoria protônica de Brønsted-Lowry/Conceito de ácido-base de Lewis (p. 556)

Exercícios (p. 559)

2. b.
3. c.
4. b.

6. c.
7. c.
8. b.
10. b.
12. V-F-F-V-F.
13. c.
14. d.
15. c.
16. b.
18. b.
19. V-F-V-V-V.
20. c.
21. e.
22. V-F-V-V-V.

Capítulo 30 – Produto iônico da água e pH

Fundamentando seus conhecimentos (p. 580)

1. 1. 10^{-11} mol/L; 2. 10^{-9} mol/L; 3. 10^{-10} mol/L.
2. 1. 3; 2. 5; 3. 10.
3. $10^{-6,5}$ mol/L.
4. Básica.
5. 13.
6. I. B; II. E. III. D; IV. C; V. A.
8. H_2CO_3 .
9. HCO_3^- .
10. CO_3^{2-} .
11. 10,3.
12. 6,4.
13. c.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 581)

1. a.
2. b.
3. a.
4. I. b; II. a, d, f, g, h; III. c, e.
5. b.
6. d.
7. e.
8. C, D.

9. c.
10. 10.
11. c.
12. b.
13. c.
16. a.
17. e.
18. d.
19. a.
20. d.
21. b.
22. d.
23. d.
24. a.
25. a.
26. c.
27. d.
28. III.
29. a) 13 (azul).
b) 1 (rosa).

Desafiando seus conhecimentos (p. 586)

1. b.
2. e.
3. d.
4. a.
5. c.
6. c.
7. b.
8. a) B.
b) 10^4 vezes.
9. c.
10. c.
11. a) Água 1.
b) Água 4.
12. e.
13. a.
14. d.
15. d.
16. a) 2,70.
b) $2,02 \cdot 10^{-5}$.

17. 02, 08 e 16.
18. d.
19. a.
20. a) CO_2 ; amarelo para verde.
b) 10 vezes.
21. c.
22. a) 3,4.
b) 0,095 g.
23. c.
27. a) Aumentar.
b) Para incidência de luz se manter constante.

Capítulo 31 – Hidrólise salina

Fundamentando seus conhecimentos (p. 601)

1. NH_4Cl ; menor.
2. NaCl ; igual.
3. KNO_3 ; igual.
4. AgNO_3 ; menor.
5. KHCO_3 ; maior.
6. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{CCOO})_2$; maior.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 601)

1. b.
2. c.
3. II e III.
4. I e IV.
5. V.
6. II e III.
7. I e IV.
8. VI.
9. c.
10. a.
11. c.
12. d.
13. b.
14. e.
15. b.
16. b.

17. e.
18. Amarelada; $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.
20. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 604)

1. b.
2. a.
3. c.
4. c.
5. c.
6. a.
7. d.
8. c.
9. d.
10. b.
11. c.
12. Vermelha; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; óxido de cálcio;
 $\text{CaO (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \text{ (aq)}.$
13. a.
15. b.
16. A: neutro; B: básico; C: ligeiramente ácido ou básico.
17. a) $\text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}.$
b) $K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$.
c) 9.
d) Ácida.
18. a.
19. 01, 04 e 16.
20. a) 0,4 mol.
b) Básico. $\text{S}^{2-} \text{ (aq)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S (g)} + 2 \text{OH}^- \text{ (aq)}.$
21. Ácido acético: laranja escuro; amônio: incolor.
22. a) $3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}.$
b) $\text{CN}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{HCN (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}.$

Complemento – Solução-tampão/ Titulação ácido-base (p. 609)

Exercícios (p. 611)

1. a.
2. b.
3. e.
4. e.

5. c.
7. V-V-V-V-F.
9. a) 2,65.
b) 3,3.
10. 10^3 .
11. c.
12. c.
13. b.
14. b.
15. a) 8,26.
b) 8,26.
16. 186 208,71.
17. 24.
18. a) Rósea.
b) Incolor.

Exercícios (p. 617)

- | | |
|-------------|---------------------|
| 2. c. | 8. b. |
| 3. b, d, e. | 9. 01, 08, 16 e 32. |
| 4. V-F-V-F. | 10. e. |
| 6. d. | 11. e. |
| 7. b. | |

Capítulo 32 – Constante do produto de solubilidade (K_s)

Fundamentando seus conhecimentos (p. 628)

- | |
|---|
| 3. I. Não saturada; II. Supersaturada; III. Saturada. |
| 4. II. |
| 5. NaCl e AgNO_3 . |
| 6. 10^{-7} mol/L. |
| 7. 10^{-10} . |

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 629)

1. $3,2 \cdot 10^{-14}$.
2. a.
3. e.
4. a.
5. a.
6. CuI.
7. a.
8. b.
10. d.

11. b.
12. c.
13. 01, 02 e 16.

Desafiando seus conhecimentos (p. 631)

2. e.
3. b.
4. 10^{-5} mol/L.
5. V-F-V-F.
6. a) SrCO_3 .
b) $8,1 \cdot 10^{-3}$ mol/L.
7. d.
8. a) AgCl.
b) Haverá formação de precipitado.
9. d.
10. a.

Unidade 9 – Radioatividade

Capítulo 33 – Estudo das radiações

Fundamentando seus conhecimentos (p. 652)

1. I. B, E; II. C; III. A, D.
2. $X = \alpha$; $Y = \beta$; $Z = \gamma$.
8. c.
9. $A = 202$; $Z = 81$.
10. $a = 3$; $b = 2$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 653)

1. a.
2. a.
3. a.
4. c.
5. d.
6. b.
7. d.
8. b.
9. b.
10. e.
11. d.
12. b.
13. b.

Desafiando seus conhecimentos (p. 656)

- | | |
|--------|----------------------|
| 1. d. | 12. a. |
| 2. e. | 13. e. |
| 3. c. | 14. a. |
| 4. d. | 15. c. |
| 5. a. | 17. 02 e 08. |
| 6. d. | 18. c. |
| 7. a. | 19. d. |
| 10. d. | 21. III, IV, V e VI. |
| 11. b. | 22. F-F-V-V-V. |

Capítulo 34 – Cinética das desintegrações radioativas

Fundamentando seus conhecimentos (p. 663)

- | | |
|---------|--------------------|
| 1. 60%. | 5. $\cong 7$ anos. |
| 2. 50%. | 6. 6,25%. |
| 3. 37%. | 7. 24 horas. |
| 4. 20%. | |

Desenvolvendo seus conhecimentos (p.664)

- | | |
|-------|--------|
| 1. d. | 7. a. |
| 2. d. | 8. d. |
| 3. b. | 9. c. |
| 4. e. | 10. e. |
| 5. b. | 12. d. |
| 6. d. | |

Desafiando seus conhecimentos (p. 667)

- b.
- 01, 04 e 16.
- c.
- d.
- d.
- b.
- c.
- d.
- c.
- F-V-V-F-F.
- a.
- a) 1 : 3.
b) 4 partículas.
- a) São isótopos.
b) 180 dias.

17. 01, 02, 04, 08 e 16.

18. a) 5 vezes maior.
b) ^{235}U e ^{40}K .
c) ^{235}U e ^{232}Th .

21. 20 minutos; $1,06 \cdot 10^{20}$ partículas $\cdot \text{h}^{-1}$.

Capítulo 35 – Algumas aplicações da radioatividade

Fundamentando seus conhecimentos (p. 684)

- | | |
|-----------------|-----------------|
| 1. I. B; II. A. | 4. 16 800 anos. |
| 2. Nêutron. | |

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 684)

- b.
- d.
- c.
- c.
- d.
- c.
- d.
- d.
- 01, 02, 04 e 16.
- d.

Desafiando seus conhecimentos (p. 687)

- a.
- c.
- a.
- c.
- c.
- b.
- b.
- a.
- e.
- e.
- d.
- b.
- a.
- a.
- a) Fotossíntese.
b) Não.
c) Números atômicos.
- d.

Bibliografia

- AMERICAN chemical society (ChemCom). *Chemistry in the community*. Dubuque: Kendall/Hunt Publishing Company, 1998.
- AQUARONE, Eugênio; LIMA, Urgel de Almeida; BORZANI, Walter. *Alimentos e bebidas produzidos por fermentação*. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1983.
- ASIMOV, Isaac. *Cronologia das ciências e das descobertas*. Rio de Janeiro: Civilização Brasileira, 1993.
- ATKINS, P. W. *Moléculas*. São Paulo: Edusp, 2000.
- BLOOMFIELD, Molly M.; STEPHENS, Lawrence J. *Chemistry and the living organism*. New York: John Wiley and Sons Inc., 1996.
- BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. *Química geral*. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1985.
- BROWN, Theodore L. et al. *Química: a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Pearson/Prentice Hall, 2005.
- CAMPOS, Marcello M.; BLÜCHER, Edgard. *Química orgânica*. São Paulo: Edusp, 1976.
- CAVALIERI, Ana Lúcia Ferreira; EGYPTO, Antonio Carlos. *Drogas e prevenção: a cena e a reflexão*. São Paulo: Saraiva, 2002.
- CHANG, Raymond. *Chemistry*. New York: McGraw-Hill, 2007.
- COMPANION, Audrey L. *Ligação química*. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1970.
- CUEILLERON, Jean. *Histoire de la Chimie*. Paris: Presses Universitaires de France, 1979.
- EBBING, D. Darrel; GAMMON, Steven D. *General Chemistry*. 9th edition. New York: Houghton Mifflin, 2009.
- FELLENBERG, Günter. *Introdução aos problemas de poluição ambiental*. São Paulo: Edusp, 1980.
- FERGUSSON, J. E. *Inorganic Chemistry and the Earth*. Oxford: Pergamon Press, 1985.
- FIESER, Louis F.; FIESER, Mary. *Química orgânica fundamental*. Barcelona: Reverté, 1984.
- FREEMANTLE, Michael. *Chemistry in action*. London: Macmillan Educations, 1987.
- GEBELEIN, Charles G. *Chemistry and our world*. Dubuque: Wm. C. Brown Publishers, 1997.
- GENTIL, Vicente. *Corrosão*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1987.
- GILBERT, Thomas R. et al. *Chemistry: the science in context*. 4th edition. London/New York: WW Norton, 2008.
- GLINCKA, N. *Química geral*. Moscou: Mir, 1988.
- HART, Harold; SCHUETZ, Robert D. *Química orgânica*. São Paulo: Campus, 1983.
- HARWOOD, Peter; HUGHES, Mike; NICHOLLS, Lyn. *Further Chemistry*. London: Collins Educational, 1997.
- HILL, John W. *Chemistry for changing times*. New York: Macmillan, 1992.
- _____; PETRUCCI, Ralph H. *General Chemistry: an integrated approach*. New Jersey: Prentice Hall, 1999.
- HOLMAN, John. *The material world*. Searborough: Thomas Nelson International/Thomson Publishing Company, 1996.
- HOLUM, John R. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. New York: John Wiley and Sons, 1998.
- KEENAN, Charles W.; KLEINFELTER, Donald C.; WOOD, Jesse H. *General college Chemistry*. San Francisco: Harper & Row, 1980.
- KOROLKOVAS, Andrejus; BURCKHALTER, Joseph H. *Química farmacêutica*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1988.
- LEMAY JR., H. Eugene et al. *Chemistry: connections to our changing world*. New Jersey: Prentice Hall, 1996.
- MANO, Eloísa Biasotto. *Introdução a polímeros*. São Paulo: Edgard Blücher/Edusp, 1986.
- MASTERTON, William L.; HURLEY, Cecile N. *Chemistry: principles & reactions*. Philadelphia: Saunders College, 1989.

- MASTERTON, William L.; SLOWINSKI, Emil J.; STANITSKI, Conrad. *Princípios de Química*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1985.
- MCMURRY, John; CASTELLION, Mary E. *Fundamentals of general, organic, and biological Chemistry*. New Jersey: Pearson Education, 2003.
- _____.; FAY, Robert C. *Chemistry*. New Jersey: Pearson Education, 2004.
- MCQUARRIE, Donald A.; ROCK, Peter A. *General Chemistry*. New York: W. H. Freeman, 1984.
- MENGER, Frederic M.; GOLDSMITH, David J.; MANDELL, Leon. *Química orgânica*. Califórnia: Fondo Educativo Interamericano, 1976.
- MOORE, W. J. *Físico-química*. São Paulo: Ao Livro Técnico/Edusp, 1968.
- PANICO, R.; POWELL, W. H.; RICHER, Jean-Claude. *A guide to IUPAC nomenclature of organic compounds*. Oxford: Blackwell Science, 1993.
- PARTINGTON, J. R. *A short history of Chemistry*. New York: Dover Publications, 1989.
- RAMANATHAN, Lalgudi V. *Corrosão e seu controle*. São Paulo: Bisordi, 1978.
- REGER, Daniel L.; GOODE, Scott R.; MERCER, Edward E. *Chemistry: principles & practice*. Philadelphia: Saunders College, 1993.
- RICHEY JR., Herman G. *Química orgânica*. Rio de Janeiro: Prentice Hall do Brasil, 1983.
- SCHWARTZ, A. Truman et al. *Chemistry in context*. New York: American Chemical Society, 1997.
- SHREVE, R. Norris; BRINK JR., Joseph A. *Indústrias de processos químicos*. Rio de Janeiro: Guanabara, 1977.
- SKOOG, Douglas A.; WEST, Donald M.; HOLLAR, James F. *Fundamentals of analytical Chemistry*. Philadelphia: Saunders College, 1992.
- SNYDER, Carl H. *The extraordinary Chemistry of ordinary things*. New York: John Wiley and Sons, 1998.
- SOLOMONS, T. W. Graham. *Organic Chemistry*. New York: John Wiley and Sons, 1996.
- TIMBERLAKE, Karen C. *General, organic, and biological Chemistry: structures of life*. 12th edition. San Francisco: Pearson Education, 2015.
- TRO, Nivaldo J. *Introductory Chemistry*. 3rd edition. New York: Prentice Hall, 2009.
- UCKO, David A. *Química para as ciências de saúde*. São Paulo: Manole, 1992.
- USBERCO, João; SALVADOR, Edgard; BENABOU, Joseph Elias. *A composição dos alimentos*. São Paulo: Saraiva, 2004.
- _____. *Química e aparência*. São Paulo: Saraiva, 2004.
- WEAST, Robert C. (Org.). *Handbook of Chemistry and Physics*. Florida: CRC Press, 1988.
- WILLIAMS, Arthur L.; EMBREE, Harland D.; DEBEY, Harold J. *Introduction to Chemistry*. California: Addison-Wesley, 1981.
- WINGROVE, Alan S.; CARET, Robert L. *Organic Chemistry*. New York: Harper & Row, 1981.
- ZUMDAHL, S. S.; ZUMDAHL, S. A. *Chemistry*. 9th edition. Belmont: Brooks/Cole, 2014.

The background features abstract geometric shapes. On the left, there are overlapping orange and light blue shapes that resemble stylized arrows or chevrons pointing towards the right. A dark blue horizontal band spans the width of the page, containing the title text. The bottom right corner of the page is a white shape with a rounded top-left corner.

Manual do Professor

Sumário

APRESENTAÇÃO

A Química no Ensino Médio	3
As habilidades e competências no ensino de Química	6
Representação e comunicação	7
Investigação e compreensão	7
Contextualização sociocultural	7
Matriz curricular de Química para o Enem	7
Estrutura da obra	9
A unidade	9
Cada capítulo	9
Exercícios resolvidos	9
Fundamentando seus conhecimentos	9
Desenvolvendo seus conhecimentos	9
Desafiando seus conhecimentos	9
Conexão	9
Atividade prática	10
Leia, analise e responda	10
Complemento	10
Saiba mais	10
Explore seu mundo	11
?	11
Sugestões de atividades pedagógicas	11
Seminários	11
Aprendendo por si	12
Preparação de questionários	12
Preparação de procedimentos de atividades práticas	12
Elaboração de resumos	12
Pesquisa	13
Debate	13
Integração na área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias	14
Atividades práticas	15
Tecnologias da informação	16
Avaliação	17
Bibliografia	18
Orientações por unidade	19

Apresentação

O livro didático é um dos materiais mais relevantes para o processo educacional. No entanto, a prática docente não deve se encerrar nele. É por isso que este Manual não tem a finalidade de impor regras sobre como deve se dar o processo de ensino-aprendizagem. Este material pretende, sim, oferecer sugestões e alguns subsídios para o trabalho do professor. Ele deve ser utilizado, parcial ou integralmente, quando o professor julgar apropriado.

Tendo em mente que a coleção didática não encerra as opções de trabalho do docente, neste Manual são abordados aspectos relevantes do processo de ensino-aprendizagem e possibilidades de como contemplá-lo de maneira articulada com a coleção. Para atingir esse objetivo e ajudar na sistematização do trabalho, o conteúdo deste material está dividido em duas partes. Na parte geral, comum aos três volumes da coleção, estão os conceitos pedagógicos, teórico-metodológicos. Na parte específica de cada volume, estão os objetivos de cada unidade e de cada capítulo, bem como sugestões de abordagem e de encaminhamento das atividades práticas ou teóricas. O professor também encontrará, na parte específica, material complementar e de aprofundamento, para ser utilizado conforme achar adequado. Este Manual oferece, portanto, possíveis abordagens articuladas, além de textos e atividades complementares ao livro, de modo que o professor, por meio de sua prática pedagógica, permita que o educando não somente desenvolva interesse pela Química, mas que também utilize o conhecimento adquirido e as competências e habilidades desenvolvidas no exercício da cidadania, na compreensão de fatos do dia a dia e em futuras atividades profissionais.

A Química no Ensino Médio

Por que se ensina Química? Por que é preciso aprender Química? Essas indagações provavelmente já foram ouvidas por professores de Ensino Médio dispostos a ensinar essa disciplina, que causa calafrios em alguns estudantes. Exigente, difícil, muito

abstrata são adjetivos frequentemente usados por muitos alunos para descrever a Química. Como responder a tudo isso? Por vezes até mesmo nós, professores, ficamos em dúvida sobre as respostas. Afinal, por que seria importante um futuro advogado conhecer a reação de hidrogenação de triglicerídeos?

Evidentemente, muitos pedagogos e teóricos da Educação também se debruçaram sobre essa questão. O que deve ser ensinado? Pode-se dizer que essa pergunta tão simples norteia a formação de um currículo escolar e, mais que isso, investiga o cerne da prática pedagógica. Eleger os objetos didáticos é quase tão importante quanto as estratégias pedagógicas. Todavia, apesar de essas questões serem fundamentais, elas ainda não atingem o âmago do problema. O nosso interesse primário deve ser o objetivo do próprio processo de ensino. Por que um cidadão deve ser escolarizado? O que se deseja alcançar com a escolarização? Para restringir essa discussão tão ampla, trataremos especificamente do Ensino Médio, fechando o foco para o ensino de Química, apesar de podermos considerar que a constituição das habilidades cognitivas para o entendimento do raciocínio químico se inicie no Ensino Fundamental.

A Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (LDB, Lei n. 9.394/96) fornece um norte para responder essas indagações na medida em que situa o Ensino Médio como etapa final da Educação Básica, definindo-o como a conclusão de um período de escolarização de caráter geral, que tem por finalidade

o aprimoramento do educando como ser humano, sua formação ética, desenvolvimento de sua autonomia intelectual e de seu pensamento crítico, sua preparação para o mundo do trabalho e o desenvolvimento de competências para continuar seu aprendizado.

BRASIL, Ministério da Educação. *Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional*, Lei n. 9.394, de 20 de dezembro de 1996.

Desse artigo da LDB podemos extrair os objetivos que justificam o ensino da Química. Primeiro, formação ética do aluno. Entretanto, como uma disciplina que parece tão atrelada a números, ao raciocínio exato, a relações diretas de causa e consequência

pode contribuir na construção de senso ético em um jovem? Se considerarmos apenas o simples conteúdo. Reações químicas não são éticas, elas simplesmente ocorrem ou não. A dimensão ética surge na manipulação desse fenômeno, em seu uso, em sua finalidade. Uma reação de fissão do núcleo do urânio nada fala sobre ética, mas o uso desse processo na construção de bombas atômicas levanta questões difíceis e complexas. Podemos escapar de discutir essa dimensão quando explicamos o funcionamento de uma bomba que já devastou duas cidades? A ética não provém de fórmulas, ela nos faz pensar sobre a atuação humana e sobre nossa própria ação perante o outro, e o professor de Química pode encontrar excelentes oportunidades de reflexão durante suas aulas.

Muitos temas concernentes ao universo químico, como explosivos, armas químicas, defensivos agrícolas, plásticos, poluição, radioatividade e tantos outros, podem ser tratados em sala de aula pelo viés da ética. Apresentar o assunto é apenas o começo do processo que pode desencadear a discussão sobre o uso e os impactos do fazer químico. A utilização de defensivos agrícolas se justifica apenas porque consegue manter nossa produção agrícola em níveis compatíveis com nosso consumo? Diminuir o conforto do consumidor, limitando o uso de plásticos, é a solução para evitar essa produção gigantesca e quase descontrolada de lixo? Quais os limites éticos, sociais e morais quando pensamos em aplicações tecnológicas? Nosso aluno certamente será convocado, como cidadão, a opinar, discutir, escolher e tomar decisões sobre esses e outros problemas, e o professor de Química pode contribuir significativamente na formação do arcabouço ético em sala de aula.

Um outro escopo para o ensino de Química é permitir que os alunos progridam em seu trabalho e em estudos posteriores, e essa é a parte mais simples de tratar. Médicos, engenheiros, dentistas, farmacêuticos, entre outros, precisam ter domínio dessa ciência. Não em sua totalidade, mas a atuação profissional depende do uso da Química como ferramenta. Inconcebível pensar em um profissional da área médica que não tenha conhecimentos de cinética e de química orgânica para entender como atua um fármaco no corpo humano. Muitas áreas da engenharia usam o conhecimento químico rotineiramente. É importante o professor mostrar que a Química é a base de sustentação de muitos ofícios. Ao longo das aulas, surgem várias possibilidades de apresentar para os alunos as interconexões entre essa ciência e as diversas profissões.

Autonomia intelectual e pensamento crítico, porém, são objetivos desenhados pela LDB que dizem respeito a todos, e não apenas aos médicos ou engenheiros. Dominar minimamente o raciocínio exigido pela Química é porta de entrada para a construção da cidadania. Nesse campo, a justificativa fica muito mais sutil e complexa.

Em que medida a Química ajuda um cidadão que, em tese, não necessita dessa disciplina para sua atuação profissional? Para entender a profundidade dessa questão, vamos resgatar uma discussão que surgiu no Brasil na década de 1980. A realidade social brasileira, durante séculos, considerou como analfabeto aquele que não sabia ler ou escrever. A palavra alfabetizado, entretanto, identificava e ainda identifica o sujeito que possui essas habilidades. No entanto, muitos sujeitos considerados formalmente alfabetizados mostram-se incapazes de interpretar o que leem. Não conseguem perceber a intenção do texto e de seu autor, fazer inferências, extrair implicações e consequências de afirmações contidas no texto. Desse modo, ficam limitados em sua capacidade de agir ou reagir às informações, aos argumentos e aos pontos de vista contidos nos textos que leem.

Além disso, muitos sujeitos declarados alfabetizados não são capazes de produzir textos narrativos, descritivos ou argumentativos. Considerando que o exercício da cidadania plena em uma sociedade tão dependente da leitura e da escrita exige muito mais do que identificar palavras, ou entender textos curtos, surgiu um novo conceito, o **letramento**, traduzido do termo inglês *literacy*. Esse é um passo além da alfabetização, do qual não se espera apenas domínio do vocabulário e da gramática presentes em um texto, mas das ideias contidas nele.

Um indivíduo letrado é capaz de trabalhar com níveis mais sofisticados de leitura encontrando o argumento do autor, localizando incoerências, buscando informações, identificando gêneros, além de ser capaz de produzir textos adequados ao público a quem se destina transmitindo com clareza e coerência suas ideias. Assim, um sujeito alfabetizado não significa obrigatoriamente que seja letrado.

PAULA, H. F.; LIMA, M. E. C. C. Educação em ciências, letramento e cidadania. *Química Nova na Escola*, n. 26, p. 3-9, 2007.

Esse termo rapidamente foi apropriado pelos teóricos que tratam do ensino de Ciências, e hoje se fala em letramento científico. Evidentemente, se consideram níveis de letramento distintos para cada grupo de pessoas. O nível de entendimento de um pesquisador é muito diferente do esperado para um leigo.

Então, podemos enxergar um propósito social e geral do letramento científico, no qual a pessoa adquire a capacidade mínima funcional para agir como consumidor e cidadão, tendo consciência e compreensão do impacto da ciência e da tecnologia sobre a sociedade, como uma forma particular de examinar o mundo natural. O letramento científico envolve, entre outros aspectos, a compreensão dos relatórios e discussões da ciência que aparecem na mídia; a aprendizagem de ciências por seus apelos estéticos; a preparação de cidadãos aptos a usar produtos tecnológicos e discutir seus limites.

Nesse contexto, o letramento dos cidadãos vai desde o letramento no sentido do entendimento dos princípios básicos de fenômenos do cotidiano até a capacidade de tomada de decisão em questões relativas à ciência e tecnologia em que estejam diretamente envolvidos, sejam decisões pessoais ou de interesse público. Esse letramento envolve, assim, a preparação do cidadão para ser capaz de fazer julgamentos críticos e políticos.

SANTOS, Wildson Luiz Pereira dos. Letramento em química, educação planetária e inclusão social. *Química Nova*, São Paulo, v. 29, n. 3, maio/jun. 2006. Disponível em: <www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422006000300034>. Acesso em: 28 jun. 2018.

Portanto, também podemos falar de sujeitos que são apenas alfabetizados cientificamente no sentido de que conhecem algumas ideias e fatos atribuídos à Química, sem necessariamente refletir em sua prática social e cotidiana.

Saber balancear uma reação química, por exemplo, pode ser suficiente para um estudante “passar de ano”. No entanto, não significa que ele se apropriou de aspectos da cultura científica para ampliar sua capacidade de interpretar fenômenos naturais e sociais ou o repertório de estratégias e procedimentos para resolução de problemas cotidianos.

PAULA, H. F.; LIMA, M. E. C. C. Educação em ciências, letramento e cidadania. *Química Nova na Escola*, n. 26, p. 3-9, 2007.

O aprendizado de Química no Ensino Médio “[...] deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si, quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas”. Dessa forma, os estudantes podem “[...] julgar com fundamentos as informações advindas da tradição cultural, da mídia e da própria escola e tomar decisões autonomamente, enquanto indivíduos e cidadãos”.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. *Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 84.

Exames de avaliação de competência estudantil, como o Programa Internacional de Avaliação de Estudantes (Pisa) e o Exame Nacional do Ensino Médio (Enem), são construídos sobre esse conceito de letramento científico. As questões são elaboradas de modo a medir muito mais o domínio que o aluno tem do conhecimento, e se foi capaz de apropriar-se dele, do que o volume de conhecimento adquirido. Muito mais importante do que saber balancear uma equação é o quanto o aluno entende do que ela representa, mostrando-se capaz de retirar mais informações do que aquelas óbvias. Contudo,

as avaliações realizadas – como, por exemplo, o Exame Nacional do Ensino Médio (Enem), mostram que os alunos não têm conseguido produzir respostas coerentes a partir de um conjunto de dados que exigem interpretação, leitura de tabelas, quadros e gráficos, e não conseguem fazer comparações ou fundamentar seus julgamentos.

BRASIL, Ministério da Educação. *Ocem — Orientações Curriculares para o Ensino Médio. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2006. p. 104.

Ainda, nossa prática docente está mais preocupada com processos de transmissão e retenção do conhecimento científico-tecnológico do que com sua manipulação.

Importante notar que a formação do senso ético de um jovem exige o seu letramento, pois como pode uma pessoa opinar, escolher, julgar e decidir se o assunto em questão é pouco compreendido, ou mal interpretado? Ética e letramento científico se encontram de tal modo indissociados que se torna impossível esperar um comportamento eticamente sensato quando a pessoa está mergulhada na ignorância.

O objetivo do professor de Química, portanto, é fazer o aluno atingir esse patamar superior de letramento científico. A aula deve ser capaz de mostrar o outro mundo por trás de uma equação química, um gráfico ou uma teoria. Não apenas enumerar fenômenos, mas dar sentido a eles, conectando-os à vida do aluno e fazendo com que a aprendizagem de Química seja impactante em seu modo de ler o mundo. Apresentar a ciência como um produto humano, com suas limitações e sucessos, como um processo construído cotidianamente, dentro de uma sistemática e metodologia próprias, sujeitas a falhas, desacertos e desencontros. Desmontar preconceitos mostrando que a ciência em geral e a Química em particular não são boas nem más: deve-se, sim, julgar o uso que se faz delas.

Tudo isso contribui para que nossos alunos tenham um painel mais fidedigno da atividade científica e possam construir seus próprios argumentos quando forem chamados a tomar decisões ou a emitir opiniões dentro da esfera de sua atuação social. De acordo com esse ensino mais significativo, fica fácil para um futuro advogado perceber que o objetivo da Química não é tão mesquinho quanto ensinar a reação de hidrogenação de triglicerídeos. O jovem entende com maior nitidez como opera nossa sociedade e descobre que a Química facilita sua tomada de decisões pessoais, permitindo uma atuação como cidadão que se paute pela busca de uma sociedade mais ética e justa.

Busca-se uma escola que não se limite ao interesse imediato, pragmático e utilitário. Uma formação com base unitária, no sentido de um método de pensar e de compreender as determinações da vida social e produtiva – que articule trabalho, ciência e cultura na perspectiva da emancipação humana.

BRASIL, Ministério da Educação. *Reestruturação e expansão do Ensino Médio no Brasil*. Brasília, 2008. p. 8.

As habilidades e competências no ensino de Química

Alcançar esse estágio de letramento científico deve ser uma das metas do profissional da Educação. No entanto, parece difícil pôr essa metodologia em prática. De fato, por ser um estágio tão exigente de percepção, alcançá-lo necessita de um esforço maior do que simplesmente explicar como se faz um balanceamento, ainda que essas operações mais básicas dentro da Química pavimentem nosso trabalho posterior.

Na verdade, podemos enxergar que um indivíduo letrado cientificamente adquire, ao longo de sua vida escolar, uma série de habilidades e competências cognitivas que o torna apto a fazer essa leitura mais sutil da nossa sociedade usando os óculos da ciência. Atingir o letramento demanda a convergência de muitas operações de pensamento, adquiridas durante o processo ensino-aprendizagem, como observação, interpretação, comparação, resumo, inferência, extrapolação, estimativa, organização de dados e tantas outras.

Evidentemente, o caminho cognitivo necessário para atingir esse grau de excelência foi objeto de estudo de muitos pesquisadores, e podemos destacar o trabalho de Piaget nesse sentido. Debruçando-se na maneira como as crianças interagem com o mundo e o interpretam, Piaget elaborou uma

teoria que lança luz sobre a gênese do conhecimento humano.

As competências gerais que são avaliadas no Enem estão estruturadas com base nas competências descritas nas operações formais da teoria de Piaget, tais como: a capacidade de considerar todas as possibilidades para resolver um problema; a capacidade de formular hipóteses; de combinar todas as possibilidades e separar variáveis para testar influência de diferentes fatores; o uso do raciocínio hipotético-dedutivo, da interpretação, análise, comparação e argumentação, e a generalização dessas operações a diversos conteúdos.

BRASIL, Ministério da Educação. *Relatório pedagógico — Enem*. Brasília, 2002. p. 16.

Não há receita nem definição única ou universal para as competências, que são qualificações humanas amplas, múltiplas e que não se excluem entre si; ou para a relação e a distinção entre competências e habilidades. Por exemplo, os Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio (PCNEM) explicitam três conjuntos de competências: comunicar e representar; investigar e compreender; contextualizar social ou historicamente os conhecimentos. Por sua vez, de forma semelhante, mas não idêntica, o Enem aponta cinco competências gerais: dominar diferentes linguagens, desde idiomas até representações matemáticas e artísticas; compreender processos, sejam eles sociais, naturais, culturais ou tecnológicos; diagnosticar e enfrentar problemas reais; construir argumentações; e elaborar proposições solidárias. Tanto nos PCNEM como no Enem relacionam-se as competências a um número bem maior de habilidades.

Pode-se, de forma geral, conceber cada competência como um feixe ou uma articulação coerente de habilidades. Tomando-as nessa perspectiva, observa-se que a relação entre umas e outras não é de hierarquia. Também não se trata de gradação, o que implicaria considerar habilidade como uma competência menor. Trata-se mais exatamente de abrangência, o que significa ver habilidade como uma competência específica. Como metáfora, poder-se-ia comparar competências e habilidades com as mãos e os dedos: as primeiras só fazem sentido quando associadas às últimas.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — *Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 15.

Assim, considerando os PCNEM da área de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias, temos as três habilidades mencionadas que se abrem para as seguintes competências na disciplina Química.

Representação e comunicação

- Descrever as transformações químicas em linguagens discursivas.
- Compreender os códigos e símbolos próprios da Química atual.
- Traduzir a linguagem discursiva em linguagem simbólica da Química e vice-versa. Utilizar a representação simbólica das transformações químicas e reconhecer suas modificações ao longo do tempo.
- Traduzir a linguagem discursiva em outras linguagens usadas em Química: gráficos, tabelas e relações matemáticas.
- Identificar fontes de informação e formas de obter informações relevantes para o conhecimento da Química (livro, computador, jornais, manuais, etc.).

Investigação e compreensão

- Compreender e utilizar conceitos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-empírica).
- Compreender os fatos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-formal).
- Compreender dados quantitativos, estimativa e medidas, compreender relações proporcionais presentes na Química (raciocínio proporcional).
- Reconhecer tendências e relações a partir de dados experimentais ou outros (classificação, seriação e correspondência em Química).
- Selecionar e utilizar ideias e procedimentos científicos (leis, teorias, modelos) para a resolução de problemas qualitativos e quantitativos em Química, identificando e acompanhando as variáveis relevantes.
- Reconhecer ou propor a investigação de um problema relacionado à Química, selecionando procedimentos experimentais pertinentes.
- Desenvolver conexões hipotético-lógicas que possibilitem previsões acerca das transformações químicas.

Contextualização sociocultural

- Reconhecer aspectos químicos relevantes na interação individual e coletiva do ser humano com o ambiente.
- Reconhecer o papel da Química no sistema produtivo, industrial e rural.

- Reconhecer as relações entre o desenvolvimento científico e tecnológico da Química e aspectos sociais, políticos e culturais.
- Reconhecer os limites éticos e morais que podem estar envolvidos no desenvolvimento da Química e da tecnologia.

O documento PCN+ da área de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias esmiúça essas competências elencadas anteriormente.

Matriz curricular de Química para o Enem

Desde sua implantação, os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) não trazem um currículo escolar em si. Como seu próprio nome enfatiza, esses documentos estabelecem as linhas mestras para que cada instituição escolar monte seu próprio currículo.

Ao se tratar da organização curricular tem-se a consciência de que a essência da organização escolar é, pois, contemplada. Por outro lado, um conjunto de questões emerge, uma vez que o currículo traz na sua construção o tratamento das dimensões histórico-social e epistemológica. A primeira afirma o valor histórico e social do conhecimento; a segunda impõe a necessidade de reconstruir os procedimentos envolvidos na produção dos conhecimentos.

Além disso, a política curricular deve ser entendida como expressão de uma política cultural, na medida em que seleciona conteúdos e práticas de uma dada cultura para serem trabalhados no interior da instituição escolar.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Brasília, 2002. p. 7-8.

Não faz sentido falar em quantidade mínima ou máxima de conteúdo de Química a ser ensinado. Cada escola, cada classe, conforme suas peculiaridades, escolherá o caminho. No entanto, em 2008, o Instituto de Estudos Pedagógicos Anísio Teixeira (Inep), instituição governamental responsável pelo Enem, lançou matrizes curriculares com o objetivo de nortear estudantes, professores e gestores educacionais e prepará-los mais adequadamente para esse exame, considerando que o Enem passou a ser o único instrumento de avaliação para os processos de admissão em muitas universidades

públicas. A matriz curricular de Química está transcrita a seguir.

Transformações químicas

Evidências de transformações químicas. Interpretando transformações químicas. Sistemas gasosos: lei dos gases. Equação geral dos gases ideais, Princípio de Avogadro, conceito de molécula, massa molar, volume molar dos gases. Teoria cinética dos gases. Misturas gasosas. Modelo corpuscular da matéria. Modelo atômico de Dalton. Natureza elétrica da matéria: Modelo atômico de Thomson, Rutherford, Rutherford-Böhr. Átomos e sua estrutura. Número atômico, número de massa, isótopos, massa atômica. Elementos químicos e tabela periódica. Reações químicas.

Representação das transformações químicas

Fórmulas químicas. Balanceamento de equações químicas. Aspectos quantitativos das transformações químicas. Leis ponderais das reações químicas. Determinação de fórmulas químicas. Grandezas químicas: massa, volume, mol, massa molar, constante de Avogadro. Cálculos estequiométricos.

Materiais, suas propriedades e usos

Propriedades de materiais. Estados físicos de materiais. Mudanças de estado. Misturas: tipos e métodos de separação. Substâncias químicas: classificação e características gerais. Metais e ligas metálicas. Ferro, cobre e alumínio. Ligações metálicas. Substâncias iônicas: características e propriedades. Substâncias iônicas do grupo: cloreto, carbonato, nitrato e sulfato. Ligação iônica. Substâncias moleculares: características e propriedades. Substâncias moleculares: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , NH_3 , H_2O , HCl , CH_4 . Ligação covalente. Polaridade de moléculas. Forças intermoleculares. Relação entre estruturas, propriedade e aplicação das substâncias.

Água

Ocorrência e importância na vida animal e vegetal. Ligação, estrutura e propriedades. Sistemas em solução aquosa: soluções verdadeiras, soluções coloidais e suspensões. Solubilidade. Concentração das soluções. Aspectos qualitativos das propriedades coligativas das soluções. Ácidos, bases, sais e óxidos: definição, classificação, propriedades, formulação e nomenclatura. Conceitos de ácidos

e bases. Principais propriedades dos ácidos e bases: indicadores, condutibilidade elétrica, reação com metais, reação de neutralização.

Transformações químicas e energia

Transformações químicas e energia calorífica. Calor de reação. Entalpia. Equações termoquímicas. Lei de Hess. Transformações químicas e energia elétrica. Reação de oxirredução. Potenciais-padrão de redução. Pilha. Eletrólise. Leis de Faraday. Transformações nucleares. Conceitos fundamentais da radioatividade. Reações de fissão e fusão nuclear. Desintegração radioativa e radioisótopos.

Dinâmica das transformações químicas

Transformações químicas e velocidade. Velocidade de reação. Energia de ativação. Fatores que alteram a velocidade de reação: concentração, pressão, temperatura e catalisador.

Transformação química e equilíbrio

Caracterização do sistema em equilíbrio. Constante de equilíbrio. Produto iônico da água, equilíbrio ácido-base e pH. Solubilidade dos sais e hidrólise. Fatores que alteram o sistema em equilíbrio. Aplicação da velocidade e do equilíbrio químico no cotidiano.

Compostos de Carbono

Características gerais dos compostos orgânicos. Principais funções orgânicas. Estrutura e propriedades de hidrocarbonetos. Estrutura e propriedades de compostos orgânicos oxigenados. Fermentação. Estrutura e propriedades de compostos orgânicos nitrogenados. Macromoléculas naturais e sintéticas. Noções básicas sobre polímeros. Amido, glicogênio e celulose. Borracha natural e sintética. Polietileno, poliestireno, PVC, Teflon, náilon. Óleos e gorduras, sabões e detergentes sintéticos. Proteínas e enzimas.

Relações da Química com as tecnologias, a sociedade e o meio ambiente

Química no cotidiano. Química na agricultura e na saúde. Química nos alimentos. Química e ambiente. Aspectos científico-tecnológicos, socioeconômicos e ambientais associados à obtenção

ou produção de substâncias químicas. Indústria química: obtenção e utilização do cloro, hidróxido de sódio, ácido sulfúrico, amônia e ácido nítrico. Mineração e metalurgia. Poluição e tratamento de água. Poluição atmosférica. Contaminação e proteção do ambiente.

Energias químicas no cotidiano

Petróleo, gás natural e carvão. Madeira e hulha. Biomassa. Biocombustíveis. Impactos ambientais de combustíveis fósseis. Energia nuclear. Lixo atômico. Vantagens e desvantagens do uso de energia nuclear.

BRASIL, Ministério da Educação. *Matriz de referência para o Enem*. Brasília, 2009.

Nesta coleção, pretende-se que esses assuntos listados sejam tratados com a profundidade necessária para que o aluno desenvolva as habilidades e as competências especificadas na matriz de referência do Enem.

Estrutura da obra

A unidade

Os três volumes desta coleção estão divididos em unidades, que formam blocos didáticos agregando assuntos que guardam forte conexão entre si. O objetivo da unidade é alinhar conceitos que, apesar de estarem ancorados em tópicos anteriores, se amarram mutuamente, formando um corpo conceitual maior.

Cada capítulo

Os capítulos agrupados dentro de determinada unidade detalham os conceitos, enlaçando-os com aqueles previamente discutidos e preparando o fundamento para aportar conceitos futuros. A teoria é apresentada logo no início com ilustrações, diagramas e esquemas cuidadosamente escolhidos, de modo a ilustrar com clareza aquilo que é apresentado. A obra procura trazer cada assunto dentro de uma sequência didática, que permite simplificar sua apresentação e possibilitar uma construção de conceitos que saia do simples e atinja o complexo, sempre colocando exemplos ilustrativos. Ao longo do texto, há pequenos comentários e observações para esclarecer ou contextualizar melhor a discussão. São apresentados vários boxes que ilustram aplicações sociotecnológicas, descrevem substâncias relevantes do ponto de vista industrial ou do cotidiano, ou apresentam eventos históricos proeminentes, atrelados aos fenômenos

discutidos. Esses são ricas fontes de exemplos que podem servir de temas iniciais para o assunto que será tratado pelo professor.

A seguir são apresentadas as seções que compõem os capítulos.

Exercícios resolvidos

Nestes exercícios, aplicamos os conceitos teóricos em situações criativas e envolventes. Eles servem também para a ampliação dos conhecimentos.

Com vistas a permitir ao professor a opção de abordar ou não esses exercícios, sua resolução é feita detalhadamente e indica, de maneira clara, os conceitos e as unidades de grandeza envolvidos e os cálculos efetuados, para que o aluno compreenda cada passagem.

Em vários exercícios desta seção apresentamos mais de um modo de solução, a fim de evitar a mecanização pura e simples na resolução.

Fundamentando seus conhecimentos

Com o auxílio de fotografias, ilustrações e textos interessantes, são cobrados dos alunos os conteúdos teóricos fundamentais. Essa série de exercícios fornece ao educando um embasamento para enfrentar situações teóricas mais aprofundadas.

Desenvolvendo seus conhecimentos

Este conjunto de exercícios tem a finalidade de desenvolver os conhecimentos adquiridos pelos alunos na sequência teórica, a partir de questões selecionadas com grau de dificuldade intermediário.

Desafiando seus conhecimentos

A princípio, recomendamos que esta série de atividades seja resolvida pelos alunos, visando à obtenção de um aprofundamento teórico. No entanto, alguns desses exercícios podem ser utilizados pelo professor, em classe, para uma discussão mais detalhada ou para a introdução de conceitos paralelos.

Conexão

Somente podemos afirmar que um aluno entende de Química quando é capaz de refletir sobre o conhecimento, fazer relações relevantes, aprofundar sua leitura dos fatos cotidianos considerando as múltiplas abordagens trazidas pela ciência. Para o adolescente, essa aprendizagem significativa é fundamentada essencialmente na relação dialética que se constitui entre o conhecimento e o mundo, entre o saber escolar e seu dia a dia.

Para estabelecer mais claramente esse elo entre a sala de aula e o “mundo lá fora”, o tópico Conexão relaciona aplicações expressivas dos fatos químicos com diversos eixos temáticos, como trabalho, saúde, meio ambiente, cotidiano, cidadania, etc. Essa parte não deve ser vista como “perfumaria”, bastando apenas um breve comentário do professor. Na verdade, esse conteúdo é fonte fundamental de exemplos e deve ser incorporado à estrutura da aula. Fazendo isso, além de contextualizar o que é dito, o docente traz o aluno para junto de si, na medida em que o aproxima do saber e fazer químicos. Explorar esses pequenos textos faz o professor de Química mirar o universo do adolescente mostrando que essa ciência é poderosa para desvendar a realidade.

Atividade prática

Como qualquer ciência natural, a Química é eminentemente experimental, e sua estrutura teórica é construída com base em dados obtidos a partir de ensaios e testes. Então, a apresentação dos fenômenos e sua discussão a partir de atividades práticas é uma porta de entrada para o raciocínio envolvido nessa construção. Observar ou mesmo verificar fenômenos e usar modelos oriundos da Química para explicá-los são exercícios importantes que não devem ser subestimados pelo docente. Falar de indicadores é muito pouco comparado com o impacto cognitivo que causa quando mostramos um indicador e sua mudança de cor em diferentes meios. Assim, esse tipo de trabalho tem uma dimensão de aprendizagem que nunca é plenamente coberta apenas com aulas expositivas, nas quais os fenômenos são meramente descritos em um texto ou na fala do professor.

Para estimular sua aplicação, nessa seção são apresentados procedimentos relativamente simples, ou que necessitam de poucos recursos, pois a falta de reagentes ou equipamentos sofisticados não deve prejudicar o curso de Química. Buscou-se sempre propostas que possam ser realizadas com materiais de fácil acesso e que ofereçam baixos riscos. Quando pertinente, há indicações muito claras de cuidados que devem ser tomados naqueles experimentos que exijam reagentes perigosos em técnicas mais complexas.

Em escolas que não dispõem de espaços físicos específicos para a realização dessas práticas, o docente pode adaptá-las como atividades demonstrativas. Quando o professor julgar conveniente e não

houver riscos, pode pedir ao aluno que as realize em casa, trazendo os resultados para serem discutidos em grupo, na sala de aula.

Leia, analise e responda

A autonomia intelectual deve ser um dos objetivos últimos da prática docente, já que aprender a aprender é uma das qualidades mais almejadas na sociedade. Entretanto, esse estágio é fruto de um trabalho metódico e minucioso e deve fazer parte da rotina da sala de aula. Assim, a intenção dessa seção é munir o professor de textos que permitam criar essas oportunidades. São textos curtos, que também enfatizam o caráter interdisciplinar do conhecimento, na medida em que muitos deles tratam de temas limítrofes, tocando distintas áreas do conhecimento, como Química e Biologia, ou Química e Física, estabelecendo diálogos entre diferentes disciplinas. Após cada texto, há questões de verificação que permitem ao aluno desenvolver habilidades como localizar informações, fazer comparações, estabelecer relações, construir argumentações, entre outras, e também refletir sobre aquilo que foi lido, aprofundando sua compreensão e ampliando seu repertório.

Como sugestão de aplicação, o professor, sem nenhuma explicação prévia, pode pedir que cada aluno leia o texto e responda às questões em seguida. Como o foco é treinar a independência discente, o professor deve ocupar um papel secundário, pois as respostas devem ser buscadas apenas pelos alunos, com a mínima intervenção do profissional. Em textos mais exigentes, pode-se desenvolver esse trabalho em grupos.

Complemento

Com o intuito de ampliar os assuntos tratados em algumas unidades, a seção apresenta conceitos complementares aos trabalhados ao longo dos capítulos anteriores, trazendo teorias e exercícios que possibilitarão aos estudantes aprofundar seus conhecimentos em Química.

Saiba mais

Para incentivar a curiosidade dos estudantes, os boxes Saiba mais apresentam sugestões de sites, livros, artigos, filmes, etc., que poderão auxiliar na compreensão de diversos conteúdos estudados ao longo desta coleção.

Explore seu mundo

Os estudantes são também convidados a vivências práticas individuais nos boxes Explore seu mundo. Trata-se de um conjunto de atividades de investigação de realização muito simples, em que o estudante encontra o objeto de estudo em circunstâncias cotidianas, em geral fora do ambiente escolar, e cujas respostas são imediatas. O objetivo dessas atividades é fazer com que o estudante reconheça as estruturas e os processos da Química em contextos não escolares.



Questões pouco convencionais que levam os estudantes a pensar sobre os temas em estudo de uma maneira diferente, colaborando tanto para a compreensão dos conceitos quanto para observação do mundo e dos fenômenos sob outras perspectivas.

Sugestões de atividades pedagógicas

Alcançar o letramento científico e desenvolver o senso ético é o alvo final do processo educacional trilhado pela disciplina de Química. Impõem-se, portanto, algumas questões: Como a aula criará as condições pedagógicas adequadas? Quais atividades podem ser propostas para desenvolver as habilidades e competências cognitivas dos jovens? Nesse ponto, vale a pena reforçar que apenas aulas expositivas não são suficientes. A mera apresentação de um tema, com o professor falando diante dos alunos, por mais interessante ou pertinente que seja, não permite criar um ambiente que desenvolva as diversas competências. O aluno precisa ser chamado a participar do processo didático e ele, auxiliado pelo professor, é quem deve ser o principal ator das situações de aprendizado. O professor, cada vez mais, deve ocupar o papel de mediador, e não mais de mero transmissor de informações. Mediador entre o aluno e a Química, entre o aluno e o seu próprio processo de ensino-aprendizagem. Torna-se indispensável desenvolver uma atitude mais ativa do aluno, para que ele chegue a uma autonomia intelectual que permita sua completa inserção em uma sociedade carente de autonomia.

Assim, é dada a seguir uma série de sugestões de atividades que podem ser aplicadas em qualquer um dos capítulos do livro, a critério do professor.

Importante ressaltar que elas foram pensadas de modo a exigir a participação do aluno; portanto, o professor não deve encaminhar o raciocínio do educando na primeira dificuldade. Esse protagonismo do estudante só se concretiza quando o jovem busca por si a resposta, sem a necessidade de intermediação constante. Haverá muitos desacertos, muitas incorreções, mas que se constituem no fundamento da construção de uma atitude autônoma. Evidentemente, essas ideias absolutamente não esgotam as possibilidades de atividades em sala. Elas são apenas o início da conversa.

Seminários

Provavelmente essa prática é uma das melhores oportunidades para o aluno desenvolver sua comunicação oral. O seminário tanto pode ser individual como em grupo, ter 10 minutos ou durar toda a aula, então é importante o professor explicitar como deseja que o seminário seja encaminhado. Fazer uma orientação por escrito para o aluno ajuda-o na montagem de uma atividade que não pode ser considerada trivial, no sentido de que muitas vezes ele não conhece com clareza as características de um seminário. Veja algumas sugestões.

- Os jovens podem fazer um ou dois cartazes com tópicos sucintos que trazem a essência do tema. Se necessário, colocar alguma figura com legenda que seja fundamental para o entendimento dos colegas. Pode ser usada a lousa para fazer o resumo, mas cuide para que isso não diminua o tempo de apresentação.
- O seminário pode ocupar apenas uma parte da aula. O professor poderá usar o restante do tempo para elaborar perguntas para o grupo, de modo a verificar se o assunto foi adequadamente abordado, ou para esclarecer as possíveis dúvidas.
- O conteúdo dado no seminário pode ser exigido em avaliações; assim se consegue uma participação mais ativa dos alunos, evitando que a atenção da classe se perca com facilidade.
- O tema do seminário pode ser a complementação de um capítulo do livro. Por exemplo, após a classe estudar decaimento radioativo e fissão nuclear, o professor pode propor um seminário sobre bomba atômica, usina nuclear ou acidentes nucleares. Os textos das seções Conexão e Leia, analise e responda presentes nesta coleção constituem fontes importantes de sugestões de assuntos.

Aprendendo por si

A autonomia certamente é uma das maiores qualidades que buscamos desenvolver em nossos alunos. Desde a Educação Infantil até o Ensino Superior, a pessoa gradativamente diminui sua dependência da figura do professor e adquire cada vez mais confiança para aprender por si mesma. Aliás, o autodidatismo é uma das características mais importantes para um bom desempenho no mundo do trabalho, tanto que proatividade se tornou jargão obrigatório para descrever as qualidades de um futuro colaborador de uma organização. Porém, aprender por si também exige treinamento, e o professor pode criar situações pedagógicas que propiciem o desenvolvimento dessa capacidade.

O professor seleciona um trecho de um capítulo do livro cujo assunto seja o mais próximo possível da realidade do aluno. Temas muito abstratos ou com raciocínio que se distancia demais do cotidiano são complexos e desencorajam o aluno. Alguns tópicos de atomística ou de equilíbrio químico exigem elaboração maior e níveis mais sofisticados de cognição, assim, necessitam de um tratamento mediado pelo professor. Entretanto, temas como soluções ou separação de misturas, por exemplo, permitem que o aluno realize as tarefas com autonomia. A seção Leia, analise e responda, presente em diversos capítulos, foi elaborada para cumprir esse papel.

Após a escolha do trecho do livro, o professor, em aula, pede aos alunos que leiam o texto teórico e imediatamente respondam às questões associadas, sem explicação prévia. Ou seja, o aluno fará os exercícios embasado apenas naquilo que leu e no seu repertório de conhecimento. Resolver a atividade em aula evita interferências de outros adultos, como os pais, caso seja feita em casa.

No início, os estudantes farão perguntas toda vez que se depararem com alguma parte mais trabalhosa, pedindo ao professor que os ajude. Contudo, o objetivo dessa atividade é justamente subtrair esse papel do professor, que deve insistir para que os alunos façam o exercício por conta própria. Realizar a atividade em duplas nas primeiras vezes pode diminuir a ansiedade dos alunos.

Preparação de questionários

Essa sugestão de atividade caminha lado a lado com a anterior, já que também tem como objetivo final a autonomia intelectual, exigindo que o estudante domine competências para uma leitura mais significativa.

O professor seleciona um trecho do livro cujo tema não seja muito complexo em um primeiro contato. A seção Conexão presente nesta coleção fornece ótimos subsídios textuais para esse tipo de atividade. Sem dar explicações anteriores, o professor pede aos alunos que leiam o texto e elaborem questões sobre ele com as respectivas respostas. Evidente que há o risco de o aluno criar perguntas muito superficiais ou óbvias demais. O professor pode solicitar, então, que determinada questão trate de tal aspecto do texto, ou ainda, se o tema escolhido tiver um tratamento matemático, fornecer um resultado numérico, e pedir ao aluno que monte um enunciado cuja resolução atinja o valor proposto.

Preparação de procedimentos de atividades práticas

O livro apresenta muitas atividades práticas para serem desenvolvidas, mas não foi feita uma apresentação exaustiva de tudo que poderia ser proposto para tratar experimentalmente determinados fenômenos.

O professor pode selecionar um fenômeno químico que poderia ser trabalhado como uma atividade prática, levando em consideração material, reagentes, equipamentos disponíveis e, principalmente, os riscos envolvidos, propondo aos alunos que descrevam um procedimento que permita verificar experimentalmente aquele fenômeno. Após o professor examinar sua viabilidade, os alunos executam o experimento, sempre tendo em vista a segurança na seleção de reagentes e técnicas laboratoriais.

Como exemplo, pode-se pedir aos alunos que elaborem um roteiro que permita comparar o desempenho de sabões e detergentes na limpeza de tecidos em diversas condições de lavagem (água fria ou quente, alto ou baixo teor de íons cálcio, meio neutro, ácido ou alcalino, etc.). Ou ainda estudar as cores assumidas por pigmentos vegetais (extrato de flores, como rosa vermelha, ou extrato de frutas, como morango ou uva) em condições variadas de pH (desde soluções fortemente ácidas até soluções fortemente alcalinas). Uma pesquisa mais atenta em livros de Química desenrola um universo rico de fenômenos que podem ser tratados na prática.

Elaboração de resumos

A operação cognitiva de resumir será exigida dos jovens em diversas oportunidades, seja na leitura de

um jornal, descrevendo um filme ou uma peça de teatro para um amigo, seja elaborando um relatório de atividade em seu trabalho. Contudo, esse saber exige a capacidade de uma leitura profunda e relevante, pois o aluno deve ser capaz de localizar a intenção do autor e os objetivos ocultos no texto sabendo selecionar as informações importantes, separando-as das irrelevantes.

Essa capacidade pode ser desenvolvida em diversas oportunidades. O docente pode pedir a seus alunos que entreguem, no final de cada capítulo, um resumo dos conceitos, ou que façam um fichamento de um trecho do livro. Também é possível integrar essa prática com a atividade *Aprendendo por si*, na qual o aluno deverá, após a leitura do texto, elaborar um resumo e responder às questões associadas.

Importante ressaltar que o ato de resumir não é tão trivial assim. Os estudantes mostram dificuldades sistemáticas, já que primeiro é necessário entender sem superficialidade o que se lê, depois é preciso hierarquizar as ideias, para finalmente resumir o texto ressaltando os pontos relevantes. Muitos jovens creem que basta grifar frases em um texto e agrupá-las em um novo trecho sem elaboração maior. No início, o professor precisará explicar em que consiste um resumo e até conduzir o processo para exemplificar, senão a atividade se reduzirá a apenas destacar frases soltas do livro.

Pesquisa

Esse tipo de trabalho pedagógico teve sua aplicação tão desvirtuada dentro da sala de aula que alguns professores torcem o nariz só em sua menção. Fazer uma pesquisa, em muitos casos, virou sinônimo de “trabalhinho simples que vai garantir nota”. Isso aconteceu porque foi criado um falso entendimento de que pesquisar é apenas selecionar e copiar trechos de livros. Com a massificação da Internet, o trabalho de pesquisa foi relegado a uma atividade pedagógica de nível inferior, já que, em muitos casos, basta o aluno digitar o tema da pesquisa em algum *site* de busca e copiar/colar os textos encontrados. Nesse caso, nem o trabalho de transcrever é necessário! Porém esse tipo de atitude pode refletir uma falta de orientação do professor, ou uma ausência de posicionamento do docente sobre o ato de pesquisar, verbo que é muito mais complexo do que copiar. Porém, na maior parte das vezes, o insucesso desse trabalho recai na escolha inadequada do tema da pesquisa.

A chave de um trabalho satisfatório de pesquisa se inicia pela escolha do tema que será desenvolvido. Uma orientação bem-feita do professor não garante o sucesso da atividade se o assunto permitir que o estudante apenas corte/cole trechos de um *site* ou livro. O tema deve exigir uma tomada de posicionamento do aluno, uma opinião perante um dilema, uma sugestão de ação, coisas que não podem simplesmente ser copiadas.

Por exemplo, o tema o início da Química Orgânica é meramente informativo e abre espaço para que o jovem transforme pesquisa em cópia. Mas o professor pode detalhá-lo de modo a exigir uma opinião final, por exemplo: Usando o caso do experimento da síntese da ureia por Wöhler, discuta como o fato de um cientista ser renomado interfere na aceitação de um fato experimental. Note como essa sugestão modificou o caráter da pesquisa. Agora o aluno deverá saber quem foi Wöhler, o que ele fez, como essa ação impactou na Química e como os cientistas reagiram a isso. Durante essa busca, o aluno encontrará o nome de Berzelius e sua teoria da força vital e notará que, mesmo sendo um químico de renome, as ideias de Wöhler não foram imediatamente derrubadas. Assim, não basta o aluno digitar o tema em um buscador da Internet. Além de exigir um levantamento das informações para se inteirar do fato histórico, a leitura delas deverá ser cuidadosa e significativa.

A seção *Conexão*, presente em diversos capítulos, é fonte importante de temas. Todavia, como foi discutido, se o professor quer um trabalho de pesquisa que não se torne mero processo de compilação, ele deve ter o cuidado de elaborar um tema que exija reflexão. Isso aproxima o trabalho escolar do método científico, pois um cientista não elabora uma pesquisa de fontes bibliográficas apenas recortando trechos de artigos científicos, já que para ele há uma pergunta a ser respondida, uma opinião a ser emitida, e a função da pesquisa é levantar informações que possibilitem esse fim.

Debate

Saber construir e defender uma ideia é uma qualidade importante, e o professor pode participar do desenvolvimento dela. Uma das competências de redação do Enem está reproduzida abaixo.

Selecionar, relacionar, organizar e interpretar informações, fatos, opiniões e argumentos em defesa de um ponto de vista.

BRASIL, Ministério da Educação. *Relatório pedagógico — Enem*. Brasília, 2002.

Mesmo integrando outra disciplina, essa competência é fundamental em todas as áreas do conhecimento e certamente pode ser concretizada pela realização de um debate. Argumentar é uma operação cognitiva sofisticada, na medida em que mobiliza muitas ações internas. Não é possível tecer uma opinião razoável sem conhecer os dois lados da questão, sem vislumbrar a complexidade do tema. Não basta “ouvir falar”, para argumentar é necessária uma imersão no problema para conhecer os pontos fortes e fracos de cada posicionamento. E o debate cria um ambiente pedagógico ideal para lapidar essa habilidade.

A escolha do assunto é o centro do processo, porque o envolvimento do aluno dependerá do que será debatido. Há temas controversos, que criam polaridades imediatamente, e a Química é fértil para gerar esse tipo de tema. Sendo uma ciência de grande aplicação prática, ela é tão presente em nosso dia a dia que seus produtos tecnológicos sempre geraram polêmicas. O uso de agroquímicos, por exemplo. O professor pode dividir a classe em dois grupos de alunos; um deles vai defender o uso de agroquímicos, e outro, seu banimento. Contudo, o estudante precisa **construir** sua argumentação com base em fatos, caso contrário, o debate se limita ao “achismo”. Dessa maneira, um trabalho de pesquisa prévio é imprescindível. O professor precisará combinar as regras do debate, como tempo de pergunta e de resposta, se haverá réplica e tréplica, se alguns alunos serão os juízes, de modo a escolher o grupo que melhor defendeu seu ponto de vista, etc. Provavelmente muitos alunos se sentirão desconfortáveis em defender ou atacar determinado tema, mostrando que tomar decisões ou defender posições nos tira da zona de conforto. Talvez, no final, muitos percebam que apenas o sim ou o não, sem uma reflexão cuidadosa sobre o assunto, podem ser escolhas perigosas. Há muitas lições que podem ser retiradas de um debate, e a sensibilidade do professor será importante para destacá-las.

Sendo o tema parte significativa do sucesso de um debate, esta coleção de Química apresenta muitas sugestões. Questões ambientais são, via de regra, aquelas que melhor se encaixam nesse tipo de atividade, pois, além de estarem na mídia com frequência e gerarem muitas opiniões, afetam diretamente nossas escolhas como consumidores e cidadãos. Igualmente, o debate é uma boa oportunidade de agregar saberes de outras disciplinas, como Biologia, Geografia, História, Sociologia, Física, Filosofia, tornando-o uma atividade interdisciplinar produtiva.

Integração na área de Ciências da Natureza e suas Tecnologias

Os Parâmetros Curriculares Nacionais e os documentos oficiais que os dimensionam dão ênfase a que o ensino não se feche em disciplinas, mas que amplie o universo do estudante, mostrando que o conhecimento humano transcende essa divisão artificial definida apenas para facilitar o trabalho humano de decifrar a natureza. A escola deve ser capaz de revelar que o conhecimento não é intrinsecamente fragmentado, permitindo que o aluno transite por ele com naturalidade, sem se prender a rótulo ou tropeçar em limites muitas vezes discutíveis.

Ainda que as disciplinas não sejam sacrários imutáveis do saber, não haveria qualquer interesse em redefini-las ou fundi-las para objetivos educacionais. É preciso reconhecer o caráter disciplinar do conhecimento e, ao mesmo tempo, orientar e organizar o aprendizado, de forma que cada disciplina, na especificidade de seu ensino, possa desenvolver competências gerais. Há nisso uma contradição aparente, que é preciso discutir, pois específico e geral são adjetivos que se contrapõem, dando a impressão de que o ensino de cada disciplina não possa servir aos objetivos gerais da educação pretendida.

Em determinados aspectos, a superação dessa contradição se dá em termos de temas, chamados de transversais, cujo tratamento transita por múltiplas disciplinas; no entanto, nem todos os objetivos formativos podem ser traduzidos em temas. A forma mais direta e natural de se convocarem temáticas interdisciplinares é simplesmente examinar o objeto de estudo disciplinar em seu contexto real, não fora dele. Por exemplo, sucata industrial ou detrito orgânico doméstico, acumulados junto de um manancial, não constituem apenas uma questão biológica, física, química; tampouco é apenas sociológica, ambiental, cultural, ou então só ética e estética – abarcam tudo isso e mais que isso.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Brasília, 2002. p. 14.

Esses temas para o trabalho escolar podem surgir por várias motivações, sem que tenham sido necessariamente planejadas no início do ano. Um debate pode surgir de um estudo de campo feito pelos alunos, de um fato que repercutiu na mídia, de uma demanda da comunidade.

Os temas que envolvem o ambiente se fazem muito presentes no cotidiano dos alunos, principalmente com a percepção cada vez maior de que estamos usando nossos recursos naturais mais rapidamente do que sua capacidade de reposição; preocupações dessa natureza estão se tornando pauta de discussões de muitos grupos da sociedade.

A sensibilidade da equipe de professores será importante na escolha de temas que facilitem o engajamento dos estudantes, permitindo um múltiplo olhar e que mostrem seus objetivos com facilidade. A cana-de-açúcar, por exemplo, emerge como tema relevante em uma comunidade cujos pais trabalham em atividades agrícolas ligadas a esse cultivo. O próprio cotidiano do aluno pode se transformar em um grande tema de trabalho. Condições de plantio, situação dos boias-frias, tipos de cultivo, produtos provenientes desse cultivo, cada um desses assuntos necessita de várias abordagens: química, biológica, geográfica, histórica, etc.

Nas seções Conexão e Leia, analise e responda há muitos assuntos que podem ser expandidos e abordados com temas transversais. O texto-base para esse tipo de trabalho pode, inclusive, ser retirado de uma dessas seções. Conforme a abordagem, é possível estabelecer diálogos entre diferentes partes do livro, e entre essas partes com outras disciplinas. Trabalhos que agregam saberes ajudam a amplificar a percepção de mundo do estudante, mostrando que, isolada, nenhuma área do conhecimento é capaz de fornecer uma compreensão profunda de qualquer tipo de problema, muito menos fornecer respostas plenamente exequíveis. A natureza possui uma complexidade intrínseca que exige abordagens múltiplas. A divisão em disciplinas faz sentido apenas em termos pedagógicos, pois o conhecimento é construído por meio da composição de diferentes olhares.

Atividades práticas

Dentro do imaginário coletivo, a Química está indissociada do trabalho experimental, posto que a imagem de um laboratório imediatamente remete às atividades químicas. Objetos como erlenmeyers e tubos de ensaio vincularam-se tão fortemente a essa ciência que parecem sinônimos. Essa forte correlação sempre nos lembra que a Química surgiu da experimentação, todavia não apenas dela, mas também da aplicação de uma metodologia que extrai respostas da natureza pela observação sistemática de seus fenômenos. Hoje, evidentemente, esse vín-

culo entre a atividade experimental e o fazer químico adquiriu outro caráter. Já se concebe uma Química teórica que prescinde do laboratório, apesar de exigir dados experimentais para seu embasamento ou sua corroboração. Entretanto, dentro do ensino formal, a atividade experimental merece especial atenção, traduzindo-se no estímulo dado às

atividades teórico-práticas amparadas em laboratórios de ciências, matemática e outros que apoiem processos de aprendizagem nas diferentes áreas do conhecimento.

BRASIL, Ministério da Educação. *Ensino Médio Inovador*. Brasília, 2009.

Assim, os raciocínios, as habilidades e as competências que se procuram desenvolver no curso de Química têm uma ancoragem muito maior na estrutura cognitiva do aluno quando a experimentação está presente. Todavia, deve ficar claro aqui que a experimentação na escola média tem função pedagógica, diferentemente da experiência conduzida pelo cientista.

A experimentação formal em laboratórios didáticos, por si só, não soluciona o problema de ensino-aprendizagem em Química. Qualquer que seja a atividade a ser desenvolvida, deve-se ter clara a necessidade de períodos pré e pós-atividade, visando à construção dos conceitos. Dessa forma, não se desvinculam “teoria” e “laboratório”.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN — *Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio*. Brasília, 1999. p. 36.

A atividade prática deve estar diretamente ligada à aula expositiva, e não servir apenas de mera recreação. Certamente, o aluno ficará impressionado ao ver uma fita de magnésio queimando, mas isso não resultará em nenhum eco se não fizer parte de um contexto, de um processo pedagógico.

Há diferentes modos de realizar um trabalho experimental, seja como práticas de laboratório, demonstrações em sala de aula, seja como estudos do meio. Sua escolha depende de objetivos específicos do problema em estudo, das competências que se quer desenvolver e dos recursos materiais disponíveis.

Qualquer que seja o tipo, essas atividades devem possibilitar o exercício da observação, da formulação de indagações e estratégias para respondê-las, como a seleção de materiais, instrumentos e procedimentos adequados, da escolha do espaço físico e das condições de trabalho seguras, da análise e sistematização de dados.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — *Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2002. p. 108.

Esta coleção contém sugestões de atividades práticas em diferentes momentos de apresentação da teoria. É importante que o professor não se sinta intimidado diante delas. Mesmo com pouco ou nenhum recurso específico de laboratório, como vidrarias ou reagentes de alto grau de pureza, é possível desenvolver várias delas com materiais facilmente encontrados no dia a dia. Vale lembrar que materiais de limpeza e alimentos são fontes acessíveis de inúmeras substâncias químicas, e as atividades foram planejadas tendo isso em conta.

Importante ressaltar que o professor deve executar a atividade por si mesmo antes de aplicá-la em sala de aula, por mais simples que possa parecer. Todas as atividades propostas nesta coleção foram previamente testadas, mas é possível que sob circunstâncias distintas das que o professor pode encontrar em sua sala de aula. Por isso, podem surgir problemas inesperados que, durante uma aula, inviabilizam sua execução com os alunos. Testar qualquer experiência é o primeiro item de um professor prudente. Até mesmo uma atividade exaustivamente testada é suscetível a falhas. A execução prévia também permite que o professor dimensione melhor a aula, já que é necessário se certificar de que seu trabalho se encaixa no tempo previsto. Além disso, transpor uma atividade feita em pequenos grupos para uma demonstração exige adequação das quantidades e da maneira de apresentação, uma vez que o fenômeno deve ser observado por todos: é mais simples realizar uma atividade em um tubo de ensaio para um pequeno grupo de alunos do que apresentá-la perante uma classe de 40 alunos. Por fim, e não menos importante, a segurança. Apesar de as atividades descritas no livro evitarem o uso de reagentes muito tóxicos, corrosivos ou ambientalmente perigosos, o professor deve estar certo de que a execução da atividade oferece riscos mínimos. Usar sempre equipamentos de proteção individual (EPIs), como avental, luvas e óculos de segurança, e ponderar sobre a maturidade daquela turma para a execução de determinado experimento diminuem as probabilidades de ocorrerem problemas.

Tecnologias da informação

O uso da internet se espalhou de tal maneira que, apesar de ainda haver muitos jovens brasileiros sem acesso a ela, seu uso está em franco processo de massificação e, em um futuro próximo, possuir conta de

e-mail poderá ser tão natural quanto fornecer o endereço residencial. Assim como a televisão causou forte impacto na disseminação de informações na sociedade, a internet provocou outra revolução provavelmente mais profunda quanto ao acesso e à produção de conhecimento. Entre os jovens que possuem computador e usam a Internet com frequência, os atos de consultar enciclopédias ou dicionários em papel, comprar CDs e até alugar filmes em DVD se tornam obsoletos rapidamente. E essa súbita mudança de hábitos impacta direta ou indiretamente na vida escolar. Em muitas instituições, o professor se vê obrigado a entender e a usar a internet para não correr o risco de ficar desatualizado em sua atividade docente.

O uso do computador não é um mero modismo, pois ele alterou concretamente o ensino; a busca e a articulação de informações atingiram outro patamar de sofisticação. É claro que a confiabilidade das fontes de informações deve ser objeto de atenção do professor, mas não é possível fingir que a internet e o uso de recursos eletrônicos são simples “perfumaria”: eles são ganhos, pois facilitaram muitos processos didáticos. Todavia, esses novos recursos não podem ser encarados como a tecnologia que finalmente irá transformar de tal maneira o processo ensino-aprendizagem que o professor será mero figurante. Muitos estudos mostram que o computador não melhora nem piora os atributos de uma aula, a tecnologia é apenas contexto e instrumento, pois a qualidade do ensino emana invariavelmente da figura docente, que é o responsável por integrar estratégias, por organizar o raciocínio, por selecionar o assunto, por buscar pertinências, enfim, por dar alma para a sala de aula. O ensino a distância (EAD), por exemplo, só se mostra eficaz quando o estudante já possui autonomia intelectual e maturidade suficientes, e essas qualidades são inicialmente construídas dentro do ambiente escolar. Assim, o computador deve ser visto apenas como ferramenta de ensino, muito poderosa quando bem usada; porém não deixa de ser uma ferramenta que necessita da mão do mestre para que suas qualidades apareçam.¹

Por seu caráter abstrato, aprender Química pode ser penoso para o aluno que tem dificuldade em visualizar átomos e moléculas na busca de modelos que expliquem fenômenos naturais, ou para um professor que precise explicá-los. Nesses casos, há um conjunto de programas de computador para o ensino de Química disponível (no mercado e na rede) que permitem

¹ FERREIRA, V. F. As tecnologias interativas no ensino. *Química Nova*, v. 21, n. 2, p. 780-786, 1998.

simulações de processos microscópicos, cuja aplicação aos alunos deve ser avaliada pelo professor, levando em consideração a qualidade do programa, das informações fornecidas, o enfoque pedagógico, a adequação ao desenvolvimento cognitivo do aluno e a linguagem.

Esse recurso também pode ser usado pelo professor ou pelo aluno para a criação de seus próprios materiais: na redação de textos, simulação de experimentos, construção de tabelas e gráficos, representação de modelos de moléculas. É também um meio ágil de comunicação entre o professor e os alunos, possibilitando, por exemplo, a troca de informações na resolução de exercícios, na discussão de um problema, ou na elaboração de relatórios.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — *Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias.* Brasília, 2002. p. 109.

Entretanto, para que o uso desse recurso tenha valor pedagógico, antes de oferecê-lo ao aluno, o professor deve manipulá-lo intensivamente, até dominar bem os seus comandos, conhecer suas etapas e principais características. Perceber que o professor sabe pouco da ferramenta que vai usar é desestimulante e desqualifica a aula. Sobre alguns temas, há muitos programas gratuitos disponíveis na internet (tabelas periódicas virtuais e simuladores de moléculas, por exemplo), e o professor só conseguirá fazer uma escolha que permita atingir seus objetivos didáticos após usá-los, pois as qualidades e os defeitos de cada um diferem grandemente. Elaborar um roteiro também é muito importante. Simplesmente colocar o aluno na frente do computador e deixá-lo mexer no programa não significa que houve aprendizagem, pois para o jovem não estarão claras as metas pretendidas pelo professor. Será apenas uma brincadeira com um programa novo, que rapidamente deixará de ser interessante. A ação do estudante deve ser direcionada por um planejamento de trabalho. Após uma breve explanação dos principais comandos, o professor pode aguçar a atenção do aluno propondo um desafio, ao qual só é possível responder com o programa. No final, é necessário certificar-se de que os objetivos foram alcançados fazendo algum tipo de verificação, como um questionário que pode ser respondido no próprio computador, por exemplo.

Muitas universidades públicas possuem grupos de ensino de Química que têm *sites* próprios com sugestões de programas, muitos deles gratuitos. O professor precisa acentuar sua curiosidade e ter

paciência para lidar com essa nova ferramenta, mas ela certamente renderá boas surpresas que culminarão em ambientes frutíferos de aprendizagem.

Avaliação

As provas são a forma mais simples de exemplificar o ato de avaliar e, muitas vezes, a prática pedagógica corrente para avaliar se resume em aplicar, em média, duas provas escritas por bimestre e fazer uma média delas para atribuir nota ao aluno. Contudo, reduzir a avaliação à mera aplicação de provas diminui as possibilidades embutidas na ideia de avaliar o aluno e todo o processo ensino-aprendizagem.

Por que avaliar? A nota deveria ser um reflexo da evolução do processo acadêmico de cada aluno, um instantâneo de como o estudante se encontra na estruturação do conhecimento. O processo de ensino-aprendizagem não é linear e tem duas características importantes: ocorre de modo contínuo, com a participação de elementos de dentro e de fora da sala de aula; e é fundamentado no conhecimento do estudante, elaborado por meio de um confronto permanente entre aquilo que o aluno já sabe (adquirido em sua experiência cotidiana) e aquilo que seu professor apresenta. A avaliação, portanto, deve refletir essa complexidade.

A intenção não é, evidentemente, diminuir a importância da prova escrita: ela é uma ferramenta importante como instrumento de avaliação, mas não deve ser a única. Seminários, atividades experimentais, trabalhos de campo, pesquisas, relatórios: qualquer produto do processo acadêmico é uma fonte preciosa de informações que ajudam a construir a avaliação (veja sugestões de atividades no item Sugestões de atividades pedagógicas).

Igualmente importantes são as autoavaliações, em que os estudantes têm a oportunidade não apenas de reconhecer e manifestar suas próprias dificuldades, como de compreender a necessidade das avaliações no ensino e em outras atividades da vida no trabalho ou social.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN+ — *Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias.* Brasília, 2002.

Além da diversidade de instrumentos para compor um quadro mais fidedigno do caminhar do aluno, a avaliação deve ser um reflexo do curso de Química, da aula preparada pelo professor, e deve ser coerente com a linha pedagógica sugerida.

A sintonia entre a profundidade da aula e a exigência nas avaliações deve ser total, pois é injusto com o aluno exigir mais em uma prova do que aquilo que foi dado em sala. O contrário também é nocivo, avaliações muito mais simples do que foi tratado em aula desqualificam o trabalho docente.

Na verdade, o grande parâmetro para elaboração de uma boa avaliação é a própria aula, que deve deixar claro para o aluno qual é o objetivo do professor, aonde ele quer chegar e qual o nível de profundidade que se quer atingir. Se o trabalho educacional é eminentemente político, na sala de aula se estabelecem os laços que criam a disposição para o aprender, e a confiança do estudante no professor é o vínculo fundamental. O rompimento desse contrato coloca todo o curso em questão e impede o ensino, já que indispõe o aluno com o professor. A qualidade de uma aula, enquanto construção pedagógica, está em segundo plano quando se considera que todo o processo de ensino-aprendizagem se inicia na disposição que o aluno tem para aprender e que esse sentimento é ancorado em relações saudáveis entre o educador e o educando. Avaliações incompatíveis com o restante do projeto pedagógico adotado deterioram rapidamente essas relações e maculam o clima da sala de aula.

O processo de avaliação também deve ser visto como estratégia de ensino, de promoção do aprendizado.

A avaliação pode assumir um caráter eminentemente formativo, favorecedor do progresso pessoal e da autonomia do aluno, integrada ao processo ensino-aprendizagem, para permitir ao aluno consciência de seu próprio caminhar em relação ao conhecimento e permitir ao professor controlar e melhorar a sua prática pedagógica.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio. Brasília, 1999.

Muito mais do que gerar um conceito no final do bimestre ou trimestre, a avaliação tem a função de corrigir a rota e nortear o replanejamento do ensino. Se os instrumentos utilizados são condizentes com o trabalho em sala de aula, mas os alunos apresentam um desempenho aquém do esperado, cabe ao professor localizar os problemas e elaborar soluções. Apresentações escritas e orais feitas pelos alunos dão subsídios para que o professor mapeie conceitos malformados, possíveis lacunas, desvios de entendimento, interpretações incorretas. Uma avaliação pode ser um divisor de águas, uma vez que o professor pode perceber que está seguindo por um caminho inadequado para aquele grupo e modificar a estrutura de suas aulas futuras.

De comum acordo com o ensino desenvolvido, a avaliação deve dar informação sobre o conhecimento e compreensão de conceitos e procedimentos; a capacidade para aplicar conhecimentos na resolução de problemas do cotidiano; a capacidade para utilizar as linguagens das Ciências, da Matemática e suas Tecnologias para comunicar ideias; e as habilidades de pensamento como analisar, generalizar, inferir.

BRASIL, Ministério da Educação. PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio. Brasília, 1999.

Bibliografia

BRASIL. Ministério da Educação. *Ensino Médio inovador*. Brasília, 2009.

_____. *Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional*, Lei n. 9.394, de 20 de dezembro de 1996.

_____. *Matriz de referência para o Enem*. Brasília, 2009.

_____. *Ocem — Orientações curriculares para o Ensino Médio. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília, 2006.

_____. PCN — Parâmetros curriculares nacionais para o Ensino Médio. Brasília, 1999.

_____. PCN+ — Orientações educacionais complementares aos parâmetros curriculares nacionais. Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias. Brasília, 2002.

_____. *Reestruturação e expansão do Ensino Médio no Brasil*. Brasília, 2008.

_____. *Relatório pedagógico — Enem*. Brasília, 2002.

FERREIRA, V. F. As tecnologias interativas no ensino. *Química Nova*, v. 21, n. 2, p. 780-786, 1998.

GIORDAM, M. O papel da experimentação no ensino de Ciências. *Química Nova na Escola*, n. 10, p. 43-49, 1999.

GUIMARÃES, C. C. Experimentação no ensino de Química: caminhos e descaminhos rumo à aprendizagem significativa. *Química Nova na Escola*, v. 31, n. 3, p. 198-202, 2009.

PAULA, H. F.; LIMA, M. E. C. C. Educação em ciências, letramento e cidadania. *Química Nova na Escola*, n. 26, p. 3-9, 2007.

SANTOS, W. L. P. Educação científica na perspectiva de letramento como prática social: funções, princípios e desafios. *Revista Brasileira de Educação*, v. 12, n. 36, p. 474-550, 2007.

_____. Letramento em Química, educação planetária e inclusão social. *Química Nova*, São Paulo, v. 29, n. 3, p. 611-620, maio-jun. 2006.

_____; SCHNETZLER, R. P. Função social: o que significa ensino de Química para formar o cidadão? *Química Nova na Escola*, n. 4, p. 28-34, 1996.

Orientações por unidade

Unidade 1 – Dissolução	21
Capítulo 1 – Soluções	22
Capítulo 2 – Aspectos quantitativos das soluções	29
Capítulo 3 – Diluição de soluções	50
Capítulo 4 – Mistura de soluções	55
Unidade 2 – Propriedades coligativas	70
Capítulo 5 – Algumas propriedades físicas das substâncias	71
Capítulo 6 – Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia	76
Capítulo 7 – Osmose e pressão osmótica	85
Unidade 3 – Termoquímica	90
Capítulo 8 – Poder calórico dos alimentos	91
Capítulo 9 – Termoquímica	94
Capítulo 10 – Equações termoquímicas	100
Capítulo 11 – Leis de Hess	111
Unidade 4 – Oxirredução	125
Capítulo 12 – Oxirredução	125
Capítulo 13 – Reações de oxirredução	127
Capítulo 14 – Balanceamento das equações de reações de oxirredução	130
Unidade 5 – Eletroquímica	137
Capítulo 15 – Pilhas	138
Capítulo 16 – Potencial das pilhas	141
Capítulo 17 – Espontaneidade de uma reação	150
Capítulo 18 – Corrosão e proteção de metais	156
Capítulo 19 – Pilhas comerciais e baterias	159
Capítulo 20 – Eletrólise	165
Capítulo 21 – Aspectos quantitativos da eletrólise	171
Capítulo 22 – Oxirredução na obtenção de substâncias simples	180

Unidade 6 – Cinética química	185
Capítulo 23 – Estudo da velocidade (rapidez) das reações	186
Capítulo 24 – Condições para a ocorrência de reações	191
Capítulo 25 – Fatores que influem na rapidez das reações	194
Capítulo 26 – Lei da velocidade	201
Unidade 7 – Equilíbrios químicos moleculares	213
Capítulo 27 – Processos reversíveis	214
Capítulo 28 – Deslocamento de equilíbrio	222
Unidade 8 – Equilíbrio iônico	228
Capítulo 29 – Constante de ionização (K_i)	229
Capítulo 30 – Produto iônico da água e pH	235
Capítulo 31 – Hidrólise salina	245
Capítulo 32 – Constante do produto de solubilidade (K_s)	259
Unidade 9 – Radioatividade	264
Capítulo 33 – Estudo das radiações	265
Capítulo 34 – Cinética das desintegrações radioativas	270
Capítulo 35 – Algumas aplicações da radioatividade	277

Comentários específicos

Unidade 1 – Dissolução

Optamos por iniciar este volume com o estudo das soluções por dois motivos:

1. Ao fim do volume 1, o aluno aprendeu a fazer relações de massa, volume e quantidade de matéria em mol. Por isso, o mol aparece como uma conexão, o que exige raciocínios semelhantes.
2. O conhecimento das soluções e o entendimento da quantidade de partículas dissolvidas em um soluto são fundamentais para o entendimento das propriedades coligativas das soluções.

Acreditamos que o estudo das concentrações das soluções possa ser feito por meio do uso de fórmulas e também do conceito de proporcionalidade, este último considerado o melhor procedimento.

No texto, o professor encontra o uso das duas formas citadas anteriormente.

Objetivos da unidade

Ao final desta unidade esperamos que o aluno:

- consiga conceituar soluções;
- saiba classificar as soluções;
- associe o conceito de solubilidade ao de solução;
- analise e reproduza gráficos de solubilidade.

Ideias iniciais

A banda Titãs gravou uma música denominada “Flores”. Um dos trechos dessa música é “o soro tem gosto de lágrimas”. Qual sentido eles utilizaram para fazer esta afirmação? A qual soro eles se referem? O soro e a lágrima são substâncias puras ou soluções? Caso você tenha respondido “solução”, quais seriam os componentes presentes?

Uma sugestão é que essas discussões iniciais sejam sempre um momento de socialização entre os alunos para estimular o engajamento e a participação deles nas aulas.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que,

caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 6 jun. 2018.

- *Mundo estranho* — Exemplos de como a água é essencial para o corpo humano e para a saúde: <<http://mundoestranho.abril.com.br/materia/quais-sao-as-funcoes-da-agua-no-corpo-humano>>.
- *Mundo estranho* — Algumas informações sobre o Mar Morto: <<http://mundoestranho.abril.com.br/materia/por-que-o-mar-morto-tem-esse-nome>>.
- *YouTube* — Como a alimentação influencia na glicemia: <www.youtube.com/watch?v=4TZSrC44KAk>.
- *YouTube* — Vídeo contendo entrevista com médico homeopata. Interessante para mostrar uma visão diferente e séria da ciência médica: <www.youtube.com/watch?v=EmYdhjZqPeA>.
- A química do refrigerante (aborda a produção de refrigerantes, descrevendo a função de cada um de seus componentes, além de tratar da solubilidade de gases em líquidos e de reações em meio ácido). *Química Nova na Escola*, v. 31, n. 3, p. 210: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31_3/10PEQ-0608.pdf>.
- *Chemistry Experiment Simulations and Conceptual Computer Animations* (lista muitas animações e simuladores nas mais variadas áreas da Química, como gases, eletroquímica, estequiometria, cinética, termoquímica, soluções e equilíbrio, em inglês): <www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/index4.html>.
- Equipamentos alternativos para laboratório de ensino de Química: chapa de aquecimento e calorímetro: <www.quimica.ufpr.br/eduquim/eneq2008/resumos/R0075-1.pdf>.

Objetivos do capítulo

- Conhecer o conceito de solução;
- comparar os tipos de solução pelo conhecimento de seus componentes;
- classificar uma solução em insaturada ou saturada de acordo com a relação entre quantidade de soluto e quantidade de solvente;
- entender o conceito de coeficiente de solubilidade;
- interpretar os gráficos e tabelas de solubilidade, selecionando os dados que serão usados.

Sugestões de abordagem

Tipos de solução

Acreditamos que os exemplos presentes no texto sejam suficientes. Porém, o professor poderá tornar a aula mais interessante se apresentar amostras de ligas sólidas, como bronze, latão ou ouro 18 quilates, e preparar em sala um amálgama de mercúrio com Zn em pó.

Solubilidade

A preparação de soluções aquosas em sala de aula permite que os alunos assimilem melhor o assunto. É possível preparar soluções de sulfato de cobre (CuSO_4) com diferentes quantidades de soluto em um mesmo volume de água, até atingir a saturação; ou tentar dissolver uma mesma massa de CuSO_4 em um mesmo volume de H_2O , a temperaturas diferentes. Assim, pode-se demonstrar o coefi-

ciente de solubilidade, bem como a influência da temperatura.

Para explicar a solubilidade de gases em líquidos, use duas garrafas de refrigerante ou de água gaseificada, uma a temperatura ambiente e outra gelada. Ao abrimos as duas garrafas, perceberemos claramente um escape maior de gás naquela que contém refrigerante a temperatura ambiente. Nesse exemplo, pode-se mencionar também que a gaseificação é feita com uma pressão maior que a ambiente.

Algo a mais

Você já viu muitos filmes em que uma pessoa se arremessa ou é arremessada sobre uma janela de vidro e passa através dela sem sofrer cortes.

O “vidro” dessas janelas não é realmente vidro; trata-se de uma solução supersaturada. Para prepará-la, utilize o seguinte material:

- 2 xícaras de água
- 1 xícara de açúcar
- 1 xícara de xarope de milho claro
- 1 forma retangular de alumínio
- margarina, manteiga ou óleo de cozinha o suficiente para untar

Em uma panela, aqueça a mistura formada pela água, o açúcar e o xarope. Unte a forma com margarina, manteiga ou óleo de cozinha. Despeje a mistura quente na forma, deixe-a esfriar e coloque-a no congelador. No dia seguinte, você terá o “vidro” de cinema.

Solubilidade do gás oxigênio na água

Pode-se iniciar a análise desse texto comentando notícias frequentes da mortandade de peixes em lagoas e rios e pedir aos alunos que citem alguns possíveis fatores. Um deles é a diminuição da quantidade de gás oxigênio (O_2) dissolvido nas águas. Comentar as causas desse fato, destacando os resíduos domésticos e industriais e, para associar ao conteúdo teórico, a temperatura. Como é provável que vários alunos já tenham visto o processo de aeração mostrado na fotografia, pode-se citar alguma instalação semelhante na cidade. Por fim, relacionar a solubilidade de um gás em água com a pressão e a reatividade.

1. Alternativa c.

A mistura de gás oxigênio e água pode ser classificada como uma solução líquida.

2. O número de mols de gás oxigênio dissolvido na água nas condições descritas pode ser calculado por:

$$\begin{array}{ccc} 10 \text{ mg de gás oxigênio} & \text{—————} & 1 \text{ L de água} \\ m & \text{—————} & 2 \text{ L de água} \end{array}$$

$$m = 20 \text{ mg de gás oxigênio} = 0,02 \text{ g de gás oxigênio.}$$

Assim o número de mols de gás oxigênio dissolvido pode ser obtido por:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de O}_2 & \text{—————} & 32 \text{ g} \\ n & \text{—————} & 0,02 \text{ g} \end{array}$$

$$n = 6,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol de gás oxigênio.}$$

3. Resposta pessoal.

4. Resposta pessoal.



(p. 14)

Sim, além de a solubilidade do oxigênio não ser o único fator para o controle da temperatura, os peixes são sensíveis a mudanças bruscas de temperatura.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 19)

1. A solubilidade dos gases na água aumenta com a diminuição da temperatura, portanto, em águas frias, a quantidade de oxigênio dissolvido é maior.

2. a) O coeficiente de solubilidade do KBr a 50 °C é de 80 g de KBr para 100 g de água. Assim, são necessários 80 g de KBr para saturar 100 g de água nessa temperatura.

b) O coeficiente de solubilidade do KBr a 70 °C é de 90 g de KBr para 100 g de água. Assim:

$$\left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{dissolvem}} 90 \text{ g de KBr} \\ 200 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ ————— } m \end{array} \right.$$

$$m = \frac{200 \text{ g} \cdot 90 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 180 \text{ g de KBr.}$$

3. Não. O coeficiente de solubilidade do KBr a 30 °C é de 70 g de KBr para 100 g de água. Dissolvendo apenas 40 g de KBr, o coeficiente de solubilidade não é alcançado, formando então uma solução insaturada.

4. Béquer A: Insaturada.

Béquer B: Saturada.

Béquer C: Saturada com corpo de fundo.

A 50 °C, o coeficiente de solubilidade do KBr é de 80 g de KBr para 100 g de água. No béquer de A foram dissolvidos apenas 40 g de KBr (quantidade menor que o coeficiente de solubilidade), formando então uma solução insaturada. No béquer B foram dissolvidos apenas 80 g de KBr (a mesma quantidade do coeficiente de solubilidade), constituindo então uma solução saturada. No béquer C foram adicionados 100 g de KBr (quantidade maior que o coeficiente de solubilidade), sendo que 80 g irão se dissolver, constituindo uma solução saturada, e os restantes 20 g formarão o corpo de fundo.

5. Béquer C: 20 g.

A solução no béquer C, dos 100 g adicionados, 80 g se dissolvem, formando uma solução saturada. A massa restante de 20 g de KBr forma o corpo de fundo.

6. Béquer A.
A solução do béquer A é insaturada.
7. A 10 °C a substância mais solúvel é o cloreto de sódio.
8. A 60 °C a substância mais solúvel é o nitrato de potássio.
9. De acordo com a curva de solubilidade, a 30 °C devemos adicionar 40 g de NaCl em 100 g de água para obter uma solução saturada.
10. A 40 °C é necessário adicionar aproximadamente 60 g de nitrato de potássio a 100 g de água para obter uma solução saturada; portanto, adicionando-se 10 g do soluto a 100 g de água a solução será insaturada.
11. A solubilidade do nitrato de potássio aumenta com o aumento de temperatura.
12. Com o aumento da temperatura a solubilidade desse soluto será maior, portanto o corpo de fundo será solubilizado, diminuindo assim sua quantidade.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 19)

1. a) Água: H_2O ; gás oxigênio: O_2
b) O técnico refere-se ao gás oxigênio (O_2). O estudante pensa nos átomos do elemento oxigênio (O), presentes na molécula de água.
2. Afirmação I. A solubilidade dos gases aumenta com a diminuição da temperatura. Assim, águas frias possuem uma quantidade maior de oxigênio dissolvido do que águas mais quentes. A solubilidade dos gases aumenta com o aumento da sua pressão parcial, conforme a Lei de Henry. Assim, em altitudes menores, a pressão parcial do oxigênio é maior, o que aumenta a quantidade desse gás dissolvido.
3. Alternativa e.
O refrigerante é uma solução aquosa com vários solutos, entre eles o gás carbônico. Conforme o texto, não existe nenhum efeito físico-químico de superfície ligado à colher que evite a perda do gás, e, para evitá-la, deve-se manter o refrigerante em baixas temperaturas.
4. Alternativa b.
De acordo com o gráfico fornecido, a solubilidade do CO_2 aumenta com a diminuição da temperatura.
5. Alternativa b.
Na solução 1, todo o NaCl adicionado foi dissolvido, portanto a solução era insaturada.
Na solução 2, todo o NaCl adicionado precipitou, indicando que a solução estava saturada.

Na solução 3, todo o NaCl adicionado precipitou junto com 0,3 g de NaCl que já estava dissolvido nessa solução, indicando que a quantidade de NaCl dissolvido era maior que o coeficiente de solubilidade para a temperatura do experimento, caracterizando uma solução supersaturada.

6. Alternativa d.
O coeficiente de solubilidade no NH_4Cl a 60 °C é de, aproximadamente, 55 g de NH_4Cl em 100 g de água. Assim, adicionando 60 g de NH_4Cl (quantidade maior que a do coeficiente de solubilidade), parte se dissolve, formando uma solução saturada, e parte não se dissolve, constituindo o corpo de fundo.
7. Alternativa e.
O coeficiente de solubilidade no NaClO_3 a 60 °C é de 140 g do sal para 100 g de água. Assim:

$$\begin{cases} 100 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} & \xrightarrow{\text{dissolvem}} & 140 \text{ g de } \text{NaClO}_3 \\ 500 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} & \xrightarrow{\quad\quad\quad} & m \end{cases}$$

$$m = \frac{500 \text{ g} \cdot 140 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 700 \text{ g de } \text{NaClO}_3$$
8. O NaNO_3 é mais solúvel. A curva de solubilidade do NaNO_3 está sempre acima da curva de solubilidade do $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, indicando então que o NaNO_3 é mais solúvel em qualquer temperatura.
9. 40 °C. As solubilidades se igualam quando as curvas se interceptam. Isso ocorre em uma temperatura próxima de 40 °C.

10. AgNO_3 . A substância que apresenta o maior aumento de solubilidade com a temperatura é o AgNO_3 , cuja a curva é crescente e mais inclinada, representando uma maior variação.

11. A 68°C as solubilidades são iguais.
Abaixo de 68°C o NaNO_3 é mais solúvel.
Acima de 68°C , o KNO_3 é mais solúvel.

12. 440 g de NaNO_3 . O coeficiente de solubilidade no NaNO_3 , a 20°C , é de 88 g de NaNO_3 para 100 g de água. Portanto:

$$\begin{cases} 100 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{dissolvem}} 88 \text{ g de NaNO}_3 \\ 500 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} m \end{cases}$$

$$m = \frac{500 \text{ g} \cdot 88 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 440 \text{ g de NaNO}_3$$

13. I. O ponto D, onde a quantidade do soluto dissolvida corresponde ao coeficiente de solubilidade.

II. Os pontos A e C, onde a quantidade do soluto adicionada é maior que o coeficiente de solubilidade. Neste caso, parte do soluto dissolve, formando uma solução saturada, e o restante se deposita, formando o corpo de fundo.

III. O ponto B, onde a quantidade do soluto adicionada é menor que o coeficiente de solubilidade.

IV. Resfriando o sistema, a solubilidade irá diminuir e parte do soluto que estava dissolvida irá precipitar.

14. Alternativa b.

A 30°C , o coeficiente de solubilidade do dicromato de potássio é de 20 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ para 100 g de água. Sendo assim:

$$\text{béquer 1} \begin{cases} 100 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 20 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{cases}$$

Como foram adicionados 15 g, todo o sal se dissolve, formando uma solução saturada (sistema homogêneo).

$$\text{béquer 2} \begin{cases} 100 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 20 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \\ 20 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} x \end{cases}$$

$$x = \frac{20 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 4 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Como foram adicionados 3,5 g (quantidade menor que a necessária para saturar os 20 g de H_2O), todo o sal se dissolve, formando uma solução insaturada (sistema homogêneo).

$$\text{béquer 3} \begin{cases} 100 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 20 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \\ 10 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} y \end{cases}$$

$$y = \frac{10 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 2 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Como foram adicionados 2 g (quantidade idêntica à necessária para saturar 10 g de H_2O), todo o sal se dissolve, formando uma solução saturada (sistema homogêneo).

A 70°C , o coeficiente de solubilidade do dicromato de potássio é de 60 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ para 100 g de água. Assim:

$$\text{béquer 4} \begin{cases} 100 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 60 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \\ 300 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} z \end{cases}$$

$$z = \frac{300 \text{ g} \cdot 60 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 180 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Como foram adicionados 200 g (20 g acima da quantidade necessária para saturar a solução), temos a formação de corpo de fundo (sistema heterogêneo).

$$\text{béquer 5} \begin{cases} 100 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 60 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \\ 500 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} w \end{cases}$$

$$w = \frac{500 \text{ g} \cdot 60 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 300 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Como foram adicionados 320 g (20 g acima da quantidade necessária para saturar a solução), temos a formação de corpo de fundo (sistema heterogêneo).

$$\text{béquer 6} \begin{cases} 100 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 60 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \\ 250 \text{ g de H}_2\text{O} \xrightarrow{\quad\quad\quad} a \end{cases}$$

$$a = \frac{250 \text{ g} \cdot 60 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 150 \text{ g de K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Como foram adicionados 150 g (quantidade idêntica à necessária para saturar 250 g de H_2O), todo o sal se dissolve, formando uma solução saturada (sistema homogêneo).

Logo, teremos 4 sistemas homogêneos e 2 sistemas heterogêneos.

15. Alternativa d.

Teremos:

Temperatura ($^\circ\text{C}$)	Solubilidade (g KCl em 100 g de água)
40	40,0

40,0 g (KCl) — 100 g de água
200,0 g (KCl) — 500 g de água

Temperatura (°C)	Solubilidade (gKCl em 100 g de água)
20	34,0

40,0 g (KCl) — 100 g de água

170,0 g (KCl) — 500 g de água

200 g – 170 g = 30 g (precipitado; após o resfriamento)

16. Alternativa c.

Na temperatura de 30 °C:

60 g de sal — 100 g de água

40 g de sal — m_1

$m_1 = 66,67$ g

Na temperatura de 50 °C:

70 g de sal — 100 g de água

40 g de sal — m_1

$m_1 = 57,14$ g

17.a) A 25 °C, a substância está no estado líquido.



Banco de imagens/
Arquivo da editora

b) Para cada 100 g de água a 25 °C, a quantidade de X que forma solução saturada é igual a 0,1 g. Logo:

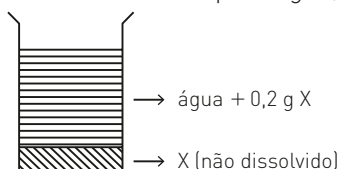
100 g de H_2O — 0,1 g de X

200 g de H_2O — m

$m = 0,2$ g (dissolvido)

Massa não dissolvida = $56,0\text{ g} - 0,2\text{ g} = 55,8\text{ g}$

c) Como a substância X é mais densa que a água, a massa de X não dissolvida ficará no fundo do recipiente.



Banco de imagens/
Arquivo da editora

Desafiando seus conhecimentos (p. 23)

1. Alternativa d.

O aumento da temperatura provoca uma diminuição da solubilidade dos gases na água, diminuindo então a concentração do oxigênio na água.

2. Alternativa b.

Na região não poluída, a água está saturada em relação ao gás oxigênio. A qualidade desse gás diminui ao atingir a região poluída e gradualmente vai aumentando, até alcançar o limite de saturação em regiões não poluídas.

3. $S = K_H \cdot P_{O_2}$

$$S = 1,3 \cdot 10^{-3} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{atm}^{-1} \cdot 0,13 \text{ atm}$$

$$S = 1,69 \cdot 10^{-4} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

4. Apenas o metano; insolúvel em água, pois a amônia e o cloro são gases muito solúveis em água e a maior parte do gás produzido seria retida nela.

5. Alternativa e.

I. Incorreta; soluções supersaturadas não possuem corpo de fundo.

II. Incorreta; é possível dissolver um soluto sólido em um solvente líquido e obter uma solução líquida.

III. Correta.

IV. Correta.

V. Correta.

6. Alternativa c.

Considerando que a densidade da água é 1 g/mL, a 20 °C temos:

0,1 L água — 36 g NaCl

1,5 L água — x

$X = 540$ g NaCl

Como a massa de soluto adicionada é maior do que a massa de soluto que se solubiliza em 1,5 L de água, e não forma corpo de fundo, então a solução é supersaturada.

7.a) Podemos observar que, quanto menos inclinada for a curva de solubilidade do sal, menor é a influência da temperatura sobre ela. Portanto, o sal D tem a solubilidade menos afetada pela temperatura.

b) A 40 °C temos:

100 g água — 60 g de B

50 g água — x

$x = 30$ g de B

Como a massa do sal B adicionada é maior do que a massa de soluto que se solubiliza em 50 g de água, então os 3 g excedentes sofrerão precipitação.

8. Alternativas corretas 02, 04 e 16.

[01] Incorreto. A solubilidade do $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ diminui com o aumento da temperatura.

[02] Correto. A solubilidade do KNO_3 a 20°C é de, aproximadamente, 30 g do sal para 100 g de H_2O . Assim, adicionando 10 g de KNO_3 , todo sal irá se dissolver, constituindo uma solução insaturada.

[04] Correto. A 10°C , a curva de solubilidade do NaCl está acima da curva de KNO_3 .

[08] Incorreto. A 90°C , a solubilidade no NaCl é de, aproximadamente, 40 g do sal para 100 g de água. Em mol isso corresponde a uma quantidade de:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{40 \text{ g}}{58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,69 \text{ mol}.$$

[16] Correto. A 70°C , a solubilidade do NaCl é de aproximadamente, 10 g do sal para 100 g de água. Assim, adicionando 30 g do sal, 10 g irão se dissolver, formando uma solução saturada, e a massa restante se depositará no fundo do recipiente, constituindo então um sistema heterogêneo.

9. a) De 2 para 3 a quantidade de sólidos depositados aumentou, significando que houve uma diminuição da solubilidade. Observando o gráfico conclui-se que a solubilidade da substância B diminui com o aumento da temperatura; portanto, para essa mudança houve um aumento de temperatura.

b) De 2 para 1 os sólidos depositados foram solubilizados. Como a solubilidade da substância A aumenta com a temperatura, então houve um aquecimento do sistema.

10. Alternativa c.

A 80°C , 100 L de água dissolvem 95 kg de lactose. Assim, dos 100 kg adicionados 5 kg não se dissolvem e são separados da solução no processo de filtração. A 10°C , 100 L de água dissolvem 15 kg de lactose. Assim, dos 95 kg que estavam em solução 15 kg continuam dissolvidos e 80 kg recristalizam.

11. Alternativa a.

Solubilidade (KCl ; 60°C) = 45 g/100 g de água; então:

45 g de KCl ————— 100 g de água

90 g de KCl ————— 200 g de água

18 g de KCl ————— $m_{\text{água (dissolve 18 g)}}$

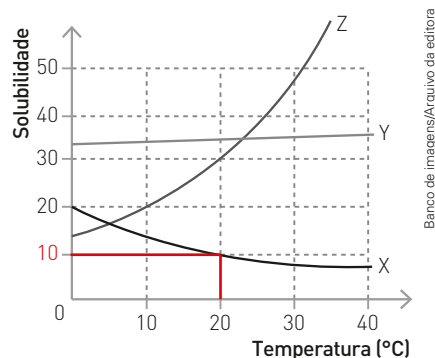
$$m_{\text{água (dissolve 18 g)}} = 40 \text{ g}$$

$$m_{\text{(total de água)}} = 200 \text{ g}$$

$$m_{\text{evaporada}} = 200 \text{ g} - 40 \text{ g} = 160 \text{ g}$$

12. Alternativa a.

Teremos:



Banco de imagens/Arquivo da editora

10 g de soluto ————— 100 g (água)

De acordo com o gráfico, a 20°C , têm-se 110 g de solução (10 g + 100 g).

110 g (solução) ————— 10 g (soluto)

$\underbrace{1100 \text{ g (solução)}}_{1,1 \text{ kg}}$ ————— m_{soluto}

$$m_{\text{soluto}} = 100 \text{ g}$$

13. Alternativa d.

O soluto ficará na eminência de cristalizar quando a solução estiver saturada.

$\left\{ \begin{array}{l} 50 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ ————— } 30 \text{ g de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \\ 100 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \text{ ————— } m \end{array} \right.$

$$m = \frac{100 \text{ g} \cdot 30 \text{ g}}{50 \text{ g}} = 60 \text{ g de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

A solução será saturada quando o coeficiente de solubilidade for de 60 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ para 100 g de água. Isto ocorre em uma temperatura de aproximadamente 70°C . Em uma temperatura abaixo dessa, o soluto irá cristalizar.

14. a) No frasco I, a solução está saturada e não há corpo de fundo. Então, os 200 g de KCl se dissolveram nos 400 mL de água.

$$\begin{cases} 400 \text{ mL de H}_2\text{O} & \text{---} 200 \text{ g de KCl} \\ 100 \text{ mL de H}_2\text{O} & \text{---} m \end{cases}$$

$$m = \frac{100 \text{ mL} \cdot 200 \text{ g}}{400 \text{ mL}} = 50 \text{ g de KCl}$$

Assim, o coeficiente de solubilidade é de 50 g de KCl em 100 mL de água, e isso ocorre a uma temperatura de 80 °C.

- b) A 20 °C, o coeficiente de solubilidade do cloreto de potássio é de 30 g de KCl para 100 mL de água, assim:

$$\begin{cases} 100 \text{ mL de H}_2\text{O} & \text{---} 30 \text{ g de KCl} \\ 400 \text{ mL de H}_2\text{O} & \text{---} x \end{cases}$$

$$x = \frac{400 \text{ mL} \cdot 30 \text{ g}}{100 \text{ mL}} = 120 \text{ g de KCl}$$

Assim, dos 200 g de KCl adicionados, 120 g se solubilizam, formando a solução saturada, e os 80 g restantes depositam-se no fundo do frasco.

15. Alternativa e.

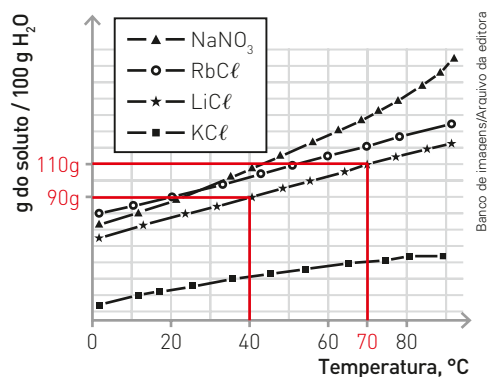
Amostra = 95 g de KNO_3 + 5 g de NaCl.

Admitindo que a amostra foi dissolvida em 100 g de água, a 60 °C, as curvas de solubilidade indicam que houve solubilização total. Supondo também que a solução fique esfriando naturalmente, à medida que a temperatura diminuir, a solubilidade do KNO_3 também se reduzirá, com a formação de corpo de chão (KNO_3 sódio). Esse procedimento permite que se recupere parte do KNO_3 inicialmente contido na amostra.

16. a) A solubilidade diminui; 6 g de precipitado.

- b) Absorve calor, pois aumentando a temperatura (e a quantidade de calor disponível), a solubilidade aumenta.

17. Temos, de acordo com o gráfico:



Massa precipitada: $110 \text{ g} - 90 \text{ g} = 20 \text{ g}$

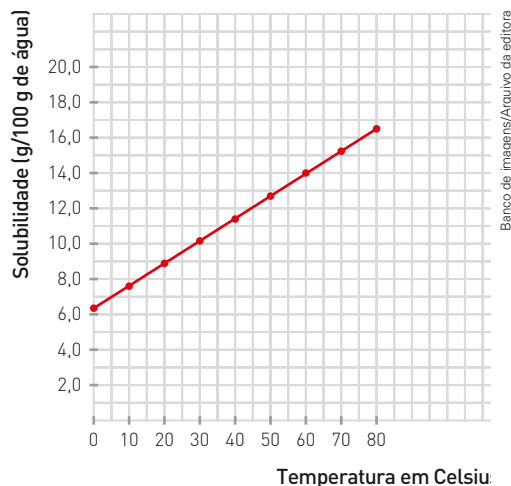
Massa da solução: $100 \text{ g (água)} + 110 \text{ g (LiCl)} = 210 \text{ g}$

210 g (solução) — 20 g (LiCl precipitado)

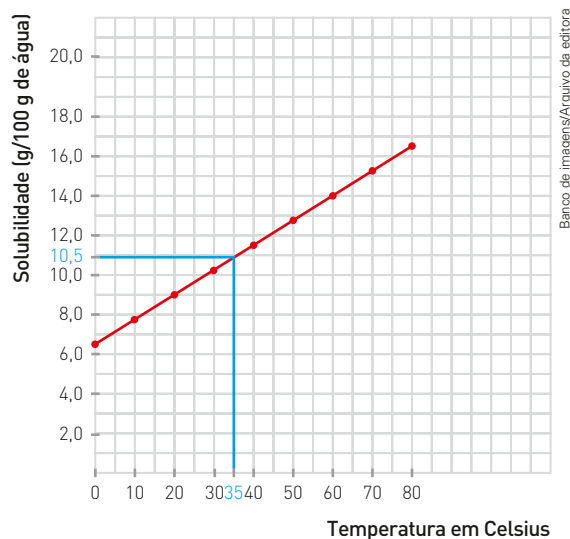
100 g (solução) — m_{LiCl}

$$m_{\text{LiCl}} = 9,52 \text{ g}$$

18. a) A partir dos dados fornecidos no enunciado, vem:



- b) A partir do gráfico verifica-se que é possível dissolver, a 35 °C, aproximadamente 10,5 g de NaHCO_3 .



Então:

10,5 g de sal — 100 g de H₂O

m — 10 g de H₂O

$$m = 1,05 \text{ g}$$

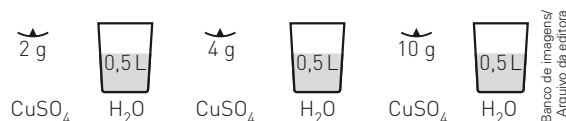
$$1,5 \text{ g} - 1,05 \text{ g} = 0,45 \text{ g (corpo de chão)}$$

Objetivos do capítulo

- Descrever o preparo de soluções;
- relacionar as quantidades de soluto, solvente e solução;
- ordenar dados e calcular: densidade, concentração e fração em mol de uma solução.

Sugestões de abordagem

Sugerimos começar a aula discutindo as relações numéricas soluto/solução preparando três soluções aquosas de CuSO_4 , utilizando massas de CuSO_4 pesadas previamente:



Inicialmente, comparar a cor das soluções com a quantidade de soluto e mostrar que o volume final é praticamente o mesmo que o volume da água.

A seguir, sem especificar o tipo de concentração, fazer os cálculos para uma solução:

$$\frac{m_1}{V}; \frac{n_1}{V(L)}; \frac{m}{V}; \frac{m_1}{m}$$

e pedir aos alunos que efetuem os mesmos cálculos para as outras duas soluções.

Finalmente, definir C , η , d , τ e também a concentração em mol/L dos íons Cu^{2+} e SO_4^{2-} .

Algo a mais

Normalidade

Embora a IUPAC, há mais de dez anos, recomende a não utilização da normalidade no estudo das concentrações de soluções, ainda existem algumas faculdades que incluem esse assunto em seus vestibulares. Por esse motivo, incluímos aqui uma breve abordagem sobre o tema e alguns exercícios.

Equivalente-grama (E)

O conceito de equivalente-grama (E) de um elemento foi uma decorrência das leis das combinações químicas.

O que foi verificado é que, para qualquer reação, 1 equivalente-grama sempre reagia com 1 equiva-

lente-grama, sendo essa característica denominada princípio da equivalência.

Com o desenvolvimento da Química, surgiram várias maneiras de determinar o equivalente-grama, inclusive para substâncias compostas. Para determinar o equivalente-grama para ácidos, bases e sais:

OBSERVAÇÃO

Ácidos: o equivalente-grama de um ácido é a massa do ácido que, por ionização total, produz 1 mol de íons H^+ .

Um procedimento prático para a determinação do equivalente-grama de ácidos é dado pela expressão:

$$E_{\text{ácido}} = \frac{\text{massa molar do ácido}}{K}$$

em que K = número de hidrogênios ionizáveis.

OBSERVAÇÃO

Bases: o equivalente-grama de uma base é a massa da base que, por dissociação total, produz 1 mol de íons OH^- .

O mesmo procedimento prático adotado para a determinação do equivalente-grama de ácidos vale para bases, bem como para sais com pequenas alterações. Assim:

$$E_{\text{base}} = \frac{\text{massa molar da base}}{K}$$

em que K = número de hidroxilas (OH^-).

Pelo método prático, teremos:

$$E_{\text{sal}} = \frac{\text{massa molar do sal}}{K}$$

em que K = número total de cargas do cátion ou do ânion.

Existem várias outras maneiras para determinarmos o equivalente-grama, mas vamos nos ater à forma já descrita.

Normalidade (N)

Essa forma de exprimir concentração indica a relação entre o número de equivalentes-grama do soluto (ne_1) e o volume da solução em litros:

$$N = \frac{ne_1}{V(L)}$$

Quando dizemos que uma solução é 2 normal ou 2 N, devemos entender que existem 2 equivalentes-grama do soluto para cada litro de solução.

A determinação do número de equivalentes-grama do soluto (ne_1) é dada pela relação:

$$ne_1 = \frac{m_1}{E_1}$$

em que o equivalente-grama do soluto (E_1) é calculado pela expressão:

$$E_1 = \frac{M_1}{K}$$

sendo que K:

- para ácidos = número de hidrogênios ionizáveis;

- para bases = número de hidroxilas;

- para sais = carga total do cátion ou do ânion.

Assim, a fórmula da normalidade pode ser expressa da seguinte maneira:

$$N = \frac{ne_1}{V(L)} = \frac{m_1}{E_1 \cdot V(L)} = \frac{m_1}{\frac{M_1}{K} \cdot V(L)}$$

Uma das maneiras de trabalhar com a normalidade (N) consiste em relacioná-la com a molaridade (m), o que pode ser feito por meio da comparação entre suas expressões matemáticas:

$$m = \frac{m_1}{M_1 \cdot V(L)} \quad N = \frac{m_1}{E_1 \cdot V(L)} = \frac{m_1}{\frac{M_1}{K} \cdot V(L)}$$

$$m_1 = m \cdot M_1 \cdot V \quad m_1 = N \cdot \frac{M_1}{K} \cdot V$$

$$m \cdot V \cdot M_1 \cdot \cancel{V} = N \cdot \frac{M_1}{K} \cdot \cancel{V}$$

$$\boxed{m = \frac{N}{K}} \text{ ou } \boxed{N = K \cdot m}$$

Conexão

Corpo humano (p. 29)

Água no corpo

1. Para uma mesma massa dos alimentos considerados (200 g), o morango é o que apresenta maior quantidade de água (90% em massa de água). O hambúrguer é o alimento que possui a menor quantidade de água (60% em massa), a massa de água presente no hambúrguer pode ser calculada por:

$$\begin{array}{l} 100\% \text{ ————— } 200 \text{ g} \\ 60\% \text{ ————— } m \\ m = 120 \text{ g de água.} \end{array}$$

2. A porcentagem de água perdida pela urina em 24 horas pode ser calculada por:

$$\begin{array}{l} 2500 \text{ mL ————— } 100\% \\ 1500 \text{ mL ————— } x \\ m = 60\%. \end{array}$$

3. Pesquisa a ser desenvolvida pelo aluno.



[p. 31]

Pode-se considerar que ambas as soluções apresentam diversos sais como solutos, e o que é alterado é a concentração. A água denominada salgada apresenta uma concentração salina muito maior do que a água denominada doce.

Bebidas energéticas

1. Para o inositol temos:

100 mL de H_2O ——— 20 mg

250 mL de H_2O ——— x

x = 59 mg (está dentro do valor permitido por lei).

Para a glucoronolactona temos:

100 mL ——— 250 mg

250 mL ——— x

x = 625 mg (está dentro do valor permitido por lei).

Para a taurina temos:

100 mL ——— 400 mg

250 mL ——— x

x = 1000 mg (está dentro do valor permitido por lei).

Para a cafeína temos:

100 mL ——— 35 mg

250 mL ——— x

x = 87,5 mg (está dentro do valor permitido por lei).

Fundamentando seus conhecimentos (p. 34)

1. Sulfato de níquel II ($NiSO_4$).

2. Água (H_2O). Nas soluções aquosas, o solvente é a água.

3. Como a concentração da solução é de 50 g/L, em um litro de solução encontramos 50 g do soluto.

$$4. C = \frac{m_1}{V} = m_1 = C \cdot V = 50 \frac{g}{L} \cdot 0,4 L = 20 g$$

$$5. C = \frac{m_1}{V} = m_1 = C \cdot V = 50 \frac{g}{L} \cdot 10 L = 500 g$$

$$6. \frac{50 g NiSO_4}{1000 mL} \cdot 100 = 5\%$$

7. I. O cálcio é o elemento presente com importante papel na constituição dos ossos e pode contribuir para a prevenção da osteoporose.

No leite integral:

$$\begin{cases} 236,0 \text{ mg de Ca} & \text{———} 200 \text{ mL} \\ x & \text{———} 300 \text{ mL} \end{cases}$$

$$x = \frac{300 \text{ mL} \cdot 236,0 \text{ mg}}{200 \text{ mL}} = 354 \text{ mg de Ca}$$

No leite desnatado:

$$\begin{cases} 248,0 \text{ mg de Ca} & \text{———} 200 \text{ mL} \\ x & \text{———} 300 \text{ mL} \end{cases}$$

$$x = \frac{300 \text{ mL} \cdot 248,0 \text{ mg}}{200 \text{ mL}} = 372 \text{ mg de Ca}$$

II. No leite integral:

$$\begin{cases} 20,0 \text{ mg de colesterol} & \text{———} 200 \text{ mL} \\ x & \text{———} 3300 \text{ mL} \end{cases}$$

$$x = \frac{3300 \text{ mL} \cdot 20,0 \text{ mg}}{200 \text{ mL}} = 90 \text{ mg de colesterol}$$

No leite desnatado:

$$\left\{ \begin{array}{l} 0 \text{ mg de colesterol} \text{ ————— } 200 \text{ mL} \\ \qquad \qquad \qquad x \text{ ————— } 3300 \text{ mL} \end{array} \right.$$

$$x = \frac{3300 \text{ mL} \cdot 20,0 \text{ mg}}{200 \text{ mL}} = 0 \text{ mg de colesterol.}$$

O leite desnatado é o mais indicado, pois não possui colesterol.

III. Uma mistura heterogênea, pois possui substâncias insolúveis em água, como gorduras e algumas proteínas, que não se dissolvem em água.

IV. Na forma de íon, o cátion Ca^{2+} . O cálcio metálico é uma substância muito reativa e não é encontrada nesse estado na natureza.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 35)

1. Alternativa a.

2. a) $\frac{25 \text{ g}}{0,2 \text{ L}} = 125 \text{ g/L}$

b) $\frac{200 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} \text{ ————— } \frac{102 \text{ kcal}}{x}$
 $x = 255 \text{ kcal.}$

3. Alternativa e.

$$\frac{1,5 \text{ g}}{0,25 \text{ L}} = 6 \text{ g/L}$$

4. Solução A: 0,07 g/mL.
Solução B: 350 g/L.

5. a) Frasco C.

- b) Solução A: 1 g/L.
c) Solução C: 1,5 g/L.
d) 5,5 g de soluto.
e) 1,5 g/L.

6. a) 78,5 mg/L.

- b) Cloreto de potássio, cloreto de sódio di-hidratado, cloreto de sódio.

7. Alternativa c.

$$\begin{array}{l} 5000 \text{ mL} \text{ ————— } 146000 \text{ mg de NaCl} \\ 2 \text{ mL} \text{ ————— } x \\ x = 58,4 \text{ mg} \end{array}$$

8. Em 100 mL da solução temos 0,9 g de NaCl; então, em um volume cinco vezes maior, teremos $5 \cdot 0,9 = 4,5 \text{ g NaCl}$.

9. Alternativa e.

A diferença entre as massas dos refrigerantes nos dá a massa de açúcar presente em uma lata:

$$331,2 \text{ g} - 316,2 = 15 \text{ g de açúcar. Assim:}$$

$$\frac{15 \text{ g}}{0,3 \text{ L}} = 50 \text{ g/L}$$

10. Alternativa b.

Cada 1 L de etanol produz 18 L de vinhaça, então 27 000 L de etanol produzirão 486 000 L de vinhaça:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ L de vinhaça} \text{ ————— } 60 \text{ mg de P} \\ 486 \text{ 000 de vinhaça} \text{ ————— } x \\ x = 29,16 \text{ kg de P} \end{array}$$

Fundamentando seus conhecimentos (p. 37)

1. O ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$).

2. Água (a solução é aquosa).

3. A densidade é 1,05 g/mL; assim, em 1 mL da solução há 1,05 g de solução.

4. $d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 10,5 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 1000 \text{ mL} = 1050 \text{ g de solução}$

5. $d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 10,5 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 400 \text{ mL} = 420 \text{ g de solução}$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 37)

1. a) $d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{660 \text{ g}}{1,10 \text{ g/cm}^3} = 0,8 \text{ L} = 800 \text{ cm}^3$

b) A soma das massas dos ingredientes antes e após a preparação da "massa" é a mesma, o que não ocorre com seus volumes.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 40)

1. NaCl. O soro fisiológico é uma solução aquosa de cloreto de sódio.

2. H₂O.

3. NaCl: $0,9\% = \tau \cdot 100\% \Rightarrow \tau = 0,009$

4. A porcentagem é 0,9% de NaCl, indicando que em 100 g de solução há 0,9 g de NaCl.

5. Se em 100 g de solução existe 0,9 g de NaCl, a massa de água corresponde à diferença de 99,1 g.

6. Solute: 4,5 g; solvente: 495,5 g.

$$\tau = \frac{m_1}{m} \Rightarrow m_1 = \tau \cdot m = 0,009 \cdot 500 \text{ g} = 4,5 \text{ g de soluto}$$

A massa da solução é a soma das massas do soluto e do solvente. Logo:

$$m = m_1 + m_2 \Rightarrow m_2 = m - m_1 = 500 \text{ g} - 4,5 \text{ g} = 495,5 \text{ g de solvente.}$$

7. 100 g de solução — 0,9 g de NaCl — 100 g de solução — 0,9 g de NaCl
10⁶ g de solução — x₁ — 10⁹ g de solução — x₂

$$x_1 = 9000 \text{ ppm}$$

$$x_2 = 9 \cdot 10^6 \text{ ppm}$$

8. $\left\{ \begin{array}{l} 3,2 \text{ g de chumbo} \text{ — } 10^6 \text{ g de leite} \\ x \text{ — } 10^3 \text{ g de leite} \end{array} \right.$

$$x = \frac{3,2 \text{ g} \cdot 10^3 \text{ g}}{10^6 \text{ g}} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ g de chumbo.}$$

9. $\left\{ \begin{array}{l} 0,05 \text{ g de sais} \text{ — } 100 \text{ g de solução} \\ x \text{ — } 10^6 \text{ g de solução} \end{array} \right.$

$$x = \frac{0,05 \text{ g} \cdot 10^6 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 500 \text{ g de sais dissolvidos.}$$

Como há 500 g de sais dissolvidos em 1 milhão de gramas de solução, a concentração corresponde a 500 ppm.

10. $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ L de ar} \text{ — } 100 \text{ L de solução} \\ x \text{ — } 10^6 \text{ g de ar} \end{array} \right.$

$$x = \frac{1 \text{ L} \cdot 10^6 \text{ g}}{100 \text{ L}} = 10^4 \text{ L de argônio.}$$

Como há 10⁴ litros de argônio em 1 milhão de litros de ar, a concentração corresponde a 10⁴ ppm em volume.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 40)

1. a) Como a concentração corresponde a 63%, em 100 g de solução há 63 g de ácido nítrico.

b) Se em 100 g de solução há 63 g de ácido nítrico, a diferença corresponde à massa de água, 39 g.

$$c) \begin{cases} 63 \text{ g de HNO}_3 & \text{—} 100 \text{ g de solução} \\ x & \text{—} 500 \text{ g de solução} \end{cases}$$

$$x = \frac{63 \text{ g} \cdot 500 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 315 \text{ g de HNO}_3$$

A massa da solução corresponde à soma das massas do soluto e do solvente; logo:

$$m = m_1 + m_2 \Rightarrow m_2 = m - m_1 = 500 \text{ g} - 315 \text{ g} = 185 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$d) 63\% = \tau \cdot 100\% \Rightarrow \tau = 0,63$$

2. A quantidade de xilocaína corresponde a 2% da massa total; logo, a massa do solvente corresponde a 98% da massa:

$$\begin{cases} 250 \text{ g} & \text{—} 100\% \text{ (bisnaga)} \\ x & \text{—} 98\% \text{ (solvente)} \end{cases}$$

$$x = \frac{250 \text{ g} \cdot 98\%}{100\%} = 245 \text{ g de solvente}$$

3. Como a densidade da solução é 1 g/mL, temos que:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ mL de água} & \text{—} & 1,1 \text{ mg Pb} \\ x & \text{—} & 115 \text{ mg Pb} \end{array}$$

$$x = 10454,5 \text{ mL de água}$$

4. Alternativa a.

A mistura é composta de 96% de etanol e 4% de água; então, em uma garrafa de 500 mL teríamos 480 mL de álcool $\left(\frac{96500}{100}\right)$ e 20 mL de

$$\text{água} \left(\frac{20500}{100}\right).$$

5. Alternativa d.

Desconsiderando a mistura do álcool com a gasolina, vem:

$$V_{\text{gasolina}} \text{ (antes da mistura)} = 50 \text{ mL}$$

$$V_{\text{água}} \text{ (adicionado)} = 50 \text{ mL}$$

$$V_{\text{água} + \text{álcool}} = 61 \text{ mL}$$

$$V_{\text{álcool}} = 61 \text{ mL} - 50 \text{ mL} = 11 \text{ mL}$$

$$50 \text{ mL} \text{ — } 100\%$$

$$11 \text{ mL} \text{ — } p$$

$$p = 22\%$$

6. Alternativa c.

Quantidade de etanol nas 10 latinas de cerveja.

$$100 \text{ mL de cerveja} \text{ — } 5 \text{ mL de etanol}$$

$$330 \text{ mL de cerveja} \text{ — } x$$

$$x = 16,5 \text{ mL de etanol}$$

$$1 \text{ latinha de cerveja} \text{ — } 16,5 \text{ mL de etanol}$$

$$10 \text{ latinas de cerveja} \text{ — } y$$

$$y = 165 \text{ mL de etanol}$$

Quantidade de etanol em 6 doses de cachacinha:

$$100 \text{ mL de cachaça} \text{ — } 45 \text{ mL de etanol}$$

$$50 \text{ mL de cachaça} \text{ — } a$$

$$a = 22,5 \text{ mL de etanol.}$$

$$1 \text{ dose de cachacinha} \text{ — } 22,5 \text{ mL de etanol}$$

$$6 \text{ doses de cachacinha} \text{ — } b$$

$$b = 135 \text{ mL de etanol.}$$

Assim, a quantidade total de etanol consumido nas 10 latinas de cerveja é maior que a quantidade de etanol presente nas 6 doses de cachacinha.

7. Alternativa d.

$$\tau = \frac{m_1}{m} = \frac{4,6 \text{ g}}{(4,6 \text{ g} + 500 \text{ g})} = 0,0091$$

$$\text{Porcentagem} = \tau \cdot 100\% = 0,91\%$$

8. I. 0,9 ppm indica que há 0,9 g de flúor em um milhão (10^6 g) de água.

$$\text{II. } \begin{cases} 0,9 \text{ g de flúor} & \text{—} 10^6 \text{ g de água} \\ x & \text{—} 10^3 \text{ g de água} \end{cases}$$

$$x = \frac{0,9 \text{ g} \cdot 10^3 \text{ g}}{10^6 \text{ g}} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ g de flúor}$$

III. Como a densidade da solução é 1 g/mL, em 1 L (1000 mL) temos 1000 g de solução, na qual há $9 \cdot 10^{-4}$ g de flúor (conforme o item anterior).

IV. Em 30 dias serão ingeridos 60 L de água ($60 \cdot 10^3$ mL). Como a densidade da água é 1 g/mL, esse volume corresponde a $60 \cdot 10^3$ g de água.

$$\begin{cases} 0,9 \text{ g de flúor} & \text{—} 10^6 \text{ g de água} \\ x & \text{—} 60 \cdot 10^3 \text{ g de água} \end{cases}$$

$$x = \frac{0,9 \text{ g} \cdot 60 \cdot 10^3 \text{ g}}{10^6 \text{ g}} = 5,4 \cdot 10^{-2} \text{ g de flúor}$$

9. 10^6 g de pasta — 1450 g de flúor
 200 g de pasta — x
 $x = 0,29$ g de flúor.

10. Alternativa d.

$$\begin{cases} 1 \text{ g de soluto} & \text{— } 100 \cdot 10^3 \text{ g de solução} \\ x & \text{— } 10^6 \text{ g de solução} \end{cases}$$

$$x = \frac{1 \text{ g} \cdot 10^6 \text{ g}}{100 \cdot 10^3 \text{ g}} = 10 \text{ g de soluto.}$$

Como há 10 g de soluto em 10^6 (1 milhão) de gramas de solução, a concentração corresponde a 10 ppm. Obs.: Como a massa do solvente é muito maior que a massa do soluto, a massa da solução é praticamente igual à massa do solvente.

11. Alternativa e.

$$\begin{cases} 10 \text{ m}^3 \text{ de CO} & \text{— } 10^6 \text{ m}^3 \text{ de ar} \\ x & \text{— } 10^3 \text{ m}^3 \text{ de ar} \end{cases}$$

$$x = \frac{10 \text{ m}^3 \cdot 10^3 \text{ m}^3}{10^6 \text{ m}^3} = 0,010 \text{ m}^3 \text{ de CO.}$$

12. Alternativa e.

$$\begin{cases} 1,5 \text{ g de cloro} & \text{— } 100 \text{ g de solução} \\ x & \text{— } 10^6 \text{ g de solução} \end{cases}$$

$$x = \frac{1,5 \text{ g} \cdot 10^6 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 1,5 \cdot 10^4 \text{ g de cloro.}$$

Como há $1,5 \cdot 10^4$ g de cloro em 1 milhão de solução, a concentração corresponde a $1,5 \cdot 10^4 = 15000$ ppm.

13. Alternativa a.

$$\begin{aligned} 10^6 \text{ g (crosta terrestre)} & \text{— } 20 \text{ g (Pb)} \\ 100 \text{ g (crosta terrestre)} & \text{— } x \\ x & = 20 \text{ mg de Pb.} \end{aligned}$$

14. Alternativa d.

Em 100 mL do lugol forte, teremos 12,5 g de iodo (7,5 g provenientes do KI e 5 g provenientes do iodo ressublimado). Então:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mL} & \text{— } 20 \text{ gotas} \\ x & \text{— } 1 \text{ gota} \\ x & = 0,05 \text{ mL} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 100 \text{ mL de lugol} & \text{— } 12,5 \text{ g de iodo} \\ 0,05 \text{ mL de lugol} & \text{— } x \\ x & = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 6,25 \text{ mg} \end{aligned}$$

15. Alternativa d.

Dose letal para cada rato de 200 g:

$$\begin{aligned} \text{diazinon: } 1000 \text{ g (rato)} & \text{— } 70 \text{ mg} \\ 200 \text{ g (rato)} & \text{— } x \end{aligned}$$

$x = 14$ mg de diazinon.

Analogamente temos:

Dose letal de malation para cada rato: 200 mg.

Dose letal de atrazina para cada rato: 620 mg.

A quantidade de pesticida consumida por cada rato se dá por:

$$\begin{aligned} 1 \text{ g de ração} & \text{— } 3 \text{ mg de pesticida} \\ 100 \text{ g de ração} & \text{— } x \\ x & = 300 \text{ mg} \end{aligned}$$

Portanto os grupos que se contaminaram com malation e diazinon terão mortalidade mínima de 10 ratos.

Conexão

Meio ambiente (p. 43)

- 10^6 g de solo — 0,001 g de hexaclorobenzeno
 200 g de solo — x
 $x = 2 \cdot 10^{-7} \text{ g} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mg}$
 $2 \cdot 10^{-4} \text{ mg}$ é o limite de hexaclorobenzeno em águas e solos; logo, 1 mg está acima desse limite aceitável.
- $1 \mu\text{g}$ de dioxina — 1 kg do indivíduo
 x — 80 kg do indivíduo
 $x = 80 \mu\text{g}$ dioxina
 $80 \cdot 10^9 \mu\text{g}$ — 100%
 $80 \mu\text{g}$ — x
 $x = 8 \cdot 10^6 \%$ da massa do indivíduo.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 46)

$$1.a) \eta = \frac{n_1}{V} = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1 \text{ mol/L}$$

$$b) \eta = \frac{n_1}{V} = \frac{1 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L}$$

$$c) \eta = \frac{n_1}{V} = \frac{2 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 8 \text{ mol/L}$$

$$d) \eta = \frac{n_1}{V} = \frac{0,3 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 1,2 \text{ mol/L}$$

$$2. \text{ I. } m_1 = 3,42 \text{ g.}$$

$$\text{II. } \begin{cases} 12 \text{ C} \Rightarrow 12 \cdot 12 = 144 \\ 22 \text{ H} \Rightarrow 22 \cdot 1 = 22 \\ 11 \text{ O} \Rightarrow 11 \cdot 16 = 176 \end{cases} +$$

$$M_1 = 342 \text{ g/mol}$$

$$\text{III. } 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

$$\text{IV. } \left. \begin{array}{l} \eta = \frac{n_1}{V} \\ n_1 = \frac{m_1}{M_1} \end{array} \right\} \eta = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} = \frac{3,42 \text{ g}}{342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L}} =$$

$$= 0,02 \text{ mol/L}$$

$$3. \eta = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = \eta \cdot V = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2,0 \text{ L} =$$

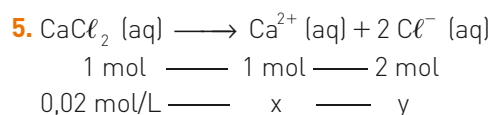
$$= 0,5 \text{ mol}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_1 = n_1 \cdot M_1 = 0,5 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} =$$

$$= 28 \text{ g de KOH}$$

$$4. n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{9,8 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$\eta = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{\eta} = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,01 \text{ mol/L}} = 10 \text{ L}$$



$$x = \frac{0,02 \text{ mol/L} \cdot 1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,02 \text{ mol/L de Ca}^{2+}$$

$$y = \frac{0,02 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,04 \text{ mol/L de Cl}^-$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 47)

$$1.a) \frac{0,316 \text{ g}}{500 \text{ mL}} = 6,32 \cdot 10^{-4} \text{ g/mL}$$

$$b) \frac{0,316 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} = 0,632 \text{ g/L}$$

$$c) \begin{array}{ccc} 1 \text{ mol KMnO}_4 & \text{---} & 158 \text{ g} \\ x & \text{---} & 0,316 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de KMnO}_4$$

$$\frac{0,002 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$2. \text{ Alternativa d.}$$

$$n_{\text{ácido}} = \frac{m_{\text{ácido}}}{M_{\text{ácido}}} = \frac{0,5}{100} = 0,005 \text{ mol}$$

$$V_{\text{completado}} = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

$$\text{Concentração molar} = \frac{n_{\text{ácido}}}{V_{\text{completado}}} = \frac{0,005}{0,5} =$$

$$= 0,01 \text{ mol/L}$$

$$3. \text{ Alternativa c.}$$

$$\text{As}_2\text{O}_3 = 198$$

$$[\text{As}_2\text{O}_3] = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$[\text{As}_2\text{O}_3] = \frac{4,95 \cdot 10^{-3}}{198 \cdot 0,250}$$

$$[\text{As}_2\text{O}_3] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$4. \text{ Alternativa a.}$$

$$1 \text{ L} \text{ --- } 0,1 \text{ mol}$$

$$0,5 \text{ L} \text{ --- } x$$

$$x = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$m = 0,05 \cdot 74,5 = 3,725 \text{ g}$$

$$5. \text{ Alternativa e.}$$

$$1 \text{ mol de formol (CH}_2\text{O)} \text{ --- } 30 \text{ g}$$

$$x \text{ --- } 3,0 \text{ g}$$

$$x = 0,1 \text{ mol}$$

$$0,1 \text{ mol} \text{ --- } 100 \text{ mL}$$

$$y \text{ --- } 1000 \text{ mL}$$

$$y = 1 \text{ mol/L}$$

6. Alternativa b.

Uma xícara de café contém 80 mg de cafeína.

$$M_{\text{cafeína}} = 194 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$m = 80 \text{ mg} = 0,08 \text{ g}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,08 \text{ g}}{194 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\text{Concentração (mol/L)} = \frac{n}{V} = \frac{\frac{0,08 \text{ g}}{194 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{0,2 \text{ L}} =$$

$$= 0,0020615 \text{ mol/L}$$

$$\text{Concentração (mol/L)} \approx 0,002 \text{ mol/L}$$

7. Alternativa d.

$$\text{Concentração Molar} = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$2 = \frac{m}{170 \cdot 0,5} = 170 \text{ g}$$

8. Alternativa c.

$$\text{Concentração Molar} = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$M_{\text{H}_3\text{BO}_3} = (3 \cdot 1) + 11 + (3 \cdot 16) = 62 \text{ g/mol}$$

$$m = 0,5 \cdot 200 \cdot 62$$

$$m = 6200 \text{ g}$$

9. Alternativa b.

$$\eta = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{24 \cdot 10^{-3}}{201 \cdot 0,1} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

10. Alternativa e.

$$[]_{\text{máx}} = 1,0 \text{ mmol/L}$$

Assim:

$$1,0 \text{ mmol} \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$x \text{ mmol} \text{ — } 5 \text{ L}$$

$$x = 5,0 \text{ mmol}$$

$$1 \text{ mmol} \text{ — } 6,94 \cdot 10^{-3} \text{ g de Li}$$

$$5 \text{ mmol} \text{ — } y$$

$$y = 0,0347 \text{ g ou } 34,7 \text{ mg}$$

Fundamentando seus conhecimentos (p. 50)

1. 36% em massa: 36 g de HCl em 100 g de solução.

$$2. d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1190 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 \text{ L} =$$

$$= 1190 \text{ g de solução}$$

3. Porcentagem = $\tau \cdot 100\%$

$$36\% = \tau \cdot 100\%$$

$$\tau = 0,36.$$

$$4. C = \tau \cdot d = 0,36 \cdot 1190 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 428,4 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$5. C = \tau \cdot d \Rightarrow \tau = \frac{C}{d} = \frac{500 \text{ g/L}}{1250 \text{ g/L}} = 0,4$$

$$6. C = \eta \cdot M_1 = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}} =$$
$$= 90 \text{ g/L}$$

$$7. C = \eta \cdot M_1 \Rightarrow \eta = \frac{C}{M_1} = \frac{80 \text{ g/L}}{40 \text{ g/L}} =$$
$$= 2 \text{ mol/L}$$

8. Alternativa a.

$$C = \eta \cdot M_1 \Rightarrow \eta = \frac{C}{M_1} = \frac{22,4 \text{ g/L}}{224 \text{ g/L}} =$$
$$= 0,10 \text{ mol/L}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 51)

1. Alternativa a.

$$d = 1,25 \text{ g/mL} = 1250 \text{ g/L}$$

$$\tau = 0,24$$

$$C = \tau \cdot d = 0,24 \cdot 1250 \text{ g/L} = 300 \text{ g/L}$$

2. Alternativa d.

40% em massa:

$$40 \text{ g de metanol} \text{ — } 100 \text{ g de solução}$$

$$x \text{ — } 10 \text{ g de solução}$$

$$x = \frac{40 \text{ g} \cdot 10 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 4 \text{ g de metanol}$$

3. Alternativa c.

$$d = 1,00 \text{ g/mL} = 1000 \text{ g/L}$$

Em 1 litro (1000 mL):

$$1000 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$m_{\text{NaCl}} \text{ — } 0,90\%$$

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{0,90\% \cdot 1000 \text{ g}}{100\%} = 9,0 \text{ g}$$

$$9,0 \text{ g} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$m'_{\text{NaCl}} \text{ — } 500 \text{ mL}$$

$$m'_{\text{NaCl}} = \frac{9,0 \text{ g} \cdot 500 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 4,50 \text{ g}$$

4. Alternativa c.

Em 1 L:

$$m_{\text{Ca}^{2+}} = 40,08 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{m}{M} = \frac{40,08 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{40,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

5.a) Fórmula molecular do formol: CH_2O .

$$\text{CH}_2\text{O} = 30 \text{ g}$$

$$30 \text{ g} \text{ — } 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ g} \text{ — } n_{\text{moléculas}}$$

$$n_{\text{moléculas}} = 0,2 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} =$$

$$= 2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

- b) A substância só tem uso permitido em cosméticos nas funções de conservante com limite máximo de 0,2% em massa, solução cuja densidade é 0,92 g/mL. Então:

$$d = 0,92 \text{ g/mL} = 920 \text{ g/L}$$

Em 1 L:

$$920 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$m \text{ — } 0,2\%$$

$$m = 1,84 \text{ g}$$

$$c = \frac{m}{V} = \frac{1,84 \text{ g}}{1 \text{ L}} \Rightarrow c = 1,84 \text{ g/L}$$

ou

$$c = \tau \cdot d$$

$$c = \frac{0,2}{100} \cdot 920 = 1,84 \text{ g/L}$$

$$6. 1,2 = \frac{m}{1 \text{ L}} \Rightarrow m = 1,2 \text{ kg}$$

$$1200 \text{ g de solução} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ — } 36,5\%$$

$x = 438 \text{ g}$ de HCl presente na solução.

$$1 \text{ mol de HCl} \text{ — } 36,5 \text{ g}$$

$$x \text{ — } 438 \text{ g}$$

$x = 12 \text{ mol}$ de HCl em solução. Logo, a concentração é igual a 12 mol/L.

A força intermolecular existente entre HCl e água é do tipo dipolo-dipolo.

7. Alternativa e.

$$d = \frac{m}{1000 \text{ mL}} \Rightarrow m = 1000 \text{ g}$$

$$1000 \text{ g (solução)} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ — } 0,05\%$$

$$x = 0,5 \text{ g de KHCO}_3$$

$$1 \text{ mol de KHCO}_3 \text{ — } 100 \text{ g}$$

$$x \text{ — } 0,5 \text{ g}$$

$x = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de KHCO_3 . Portanto a concentração será de $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Desafiando seus conhecimentos (p. 54)

1. Alternativas corretas: 01, 02 e 08.

Cálculos de concentração:

$$\text{solução 1: } \frac{m}{V} = \frac{50}{0,2} = 250 \text{ g/L}$$

$$\text{solução 2: } \frac{20}{0,5} = 40 \text{ g/L}$$

$$\text{solução 3: } \frac{100}{0,5} = 200 \text{ g/L}$$

$$\text{solução 4: } \frac{100}{1} = 100 \text{ g/L}$$

$$\text{solução 5: } \frac{200}{1} = 200 \text{ g/L}$$

2.a) $m = 40 \cdot 10^9 \text{ ton}$

$1 \text{ ton} = 1000 \text{ kg} = 1000000 \text{ g} (10^6 \text{ g})$

$1 \text{ ton} \text{ — } 10^6 \text{ g}$

$40 \cdot 10^9 \text{ ton} \text{ — } x$

$x = 40 \cdot 10^{15} \text{ g}$

$1 \text{ m}^3 \text{ — } 1000 \text{ L}$

$122 \cdot 10^9 \text{ m}^3 \text{ — } x$

$x = 122 \cdot 10^{12} \text{ L}$

$C = \frac{m}{V} = \frac{40 \cdot 10^{15} \text{ g}}{122 \cdot 10^{12} \text{ L}} = 327,87 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

b) Teremos:

$d_{\text{água doce}} = \frac{m}{V} = \frac{1,03}{1} = 1,03 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$

$d_{\text{água mar Morto}} = \frac{m}{V} = \frac{1,24}{1} = 1,24 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$

Volume de água do mar Morto equivalente à 1,00 L de água doce:

$V = \frac{m}{d} = \frac{1,03}{1,24} = 0,831 \text{ L ou } 831 \text{ mL}$

3. Alternativa b.

Solo I: 500 g de solo — $1 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ de naftaleno
1000 g de solo — x

$x = 0,02 \text{ g} = 20 \text{ mg/kg}$ de naftaleno

Analogamente, o solo II terá 40 mg/kg de naftaleno.

Água I:

100 mL de água — $7 \cdot 10^{-6} \text{ g}$ de naftaleno

1000 mL de água — x

$x = 7 \cdot 10^{-5} = 0,07 \text{ mg/L}$ de naftaleno

Analogamente, a água II terá 0,08 mg/L de naftaleno e a água III terá 0,09 mg/L.

Portanto, o solo II precisará de biorremediação.

4.a) NaCl: $m/v = 0,86\%$

0,86 g de NaCl — 100 mL

$m_{\text{NaCl}} \text{ — } 350 \text{ mL}$

$m_{\text{NaCl}} = 3,01 \text{ g}$

$\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$: $m/v = 0,033\%$

0,033 g de $\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ — 100 mL

$m_{\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}} \text{ — } 350 \text{ mL}$

$m_{\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}} = 0,1155 \text{ g}$

KCl: $m/v = 0,03\%$

0,03 g de KCl — 100 mL

$m_{\text{KCl}} \text{ — } 350 \text{ mL}$

$m_{\text{KCl}} = 0,105 \text{ g}$

b) Na^+ , K^+ , Ca^{2+} e Cl^- .

5. Alternativa b.

$V = 300 \cdot 10^6 \text{ L}$

$c = 5 \text{ mg/L} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$

$1 \text{ L} \text{ — } 5 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

$300 \cdot 10^6 \text{ L} \text{ — } m$

$m = 1500 \cdot 10^3 \text{ g} = 1,5 \cdot 10^6 \text{ g} = 1,5 \cdot 10^3 \text{ kg}$

6. Alternativa e.

São excretados 90% de $35 \cdot 10^{-3} \text{ mg}$, ou seja, $31,5 \cdot 10^{-6} \text{ g}$.

$C = \frac{31,5 \cdot 10^{-6} \text{ g}}{1,5 \text{ L}} = 21 \cdot 10^{-6} \text{ g/L}$

7. Alternativa c.

$1 \text{ m}^3 \text{ — } 10^3 \text{ L}$

$1,5 \cdot 10^6 \text{ m}^3 \text{ — } x$

$x = 1,5 \cdot 10^9 \text{ L}$ de água

1 L de água — 1,5 mg de F

$1,5 \cdot 10^9 \text{ L} \text{ — } x$

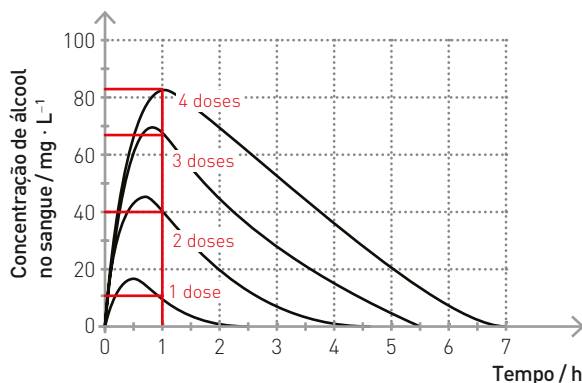
$x = 2,25 \cdot 10^9 \text{ mg}$ de F

$42 \cdot 10^3 \text{ mg}$ de NaF — $19 \cdot 10^3 \text{ mg}$ de F

$x \text{ — } 2,25 \cdot 10^9 \text{ mg}$ de F

$x = 4,97 \text{ t}$ de NaF

8.a) Teremos:

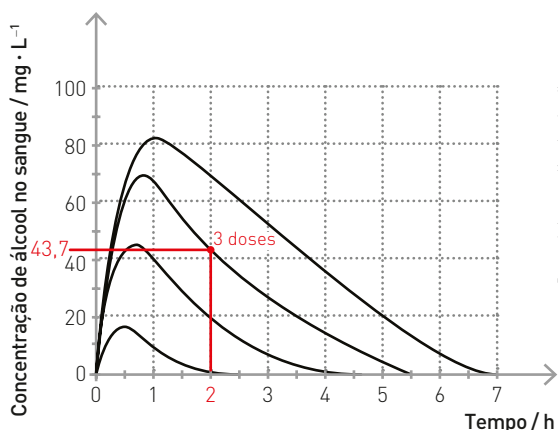


Curva ascendente: velocidade de absorção do álcool maior do que a velocidade de metabolização.

De acordo com o gráfico, para quatro doses, após uma hora do consumo da bebida alcoólica a velocidade de metabolização do álcool será maior que a velocidade da absorção para a corrente sanguínea.

b) Teremos, por litro de ar expirado:

$$\begin{aligned} 2300 \text{ mg/L} &\text{ ————— } 1 \text{ mg} \\ c &\text{ ————— } 0,019 \text{ mg} \\ c &= 43,7 \text{ mg/L} \end{aligned}$$



De acordo com o gráfico, após duas horas a concentração corresponde a três doses de destilado.

9. Alternativa c.

$$\begin{aligned} 10^6 \text{ g pasta de dente} &\text{ ————— } 1500 \text{ g de F} \\ 100 \text{ g pasta de dente} &\text{ ————— } x \\ x &= 0,15 \text{ g de F que corresponde a } 0,15\% \text{ dos} \\ &100 \text{ g totais da pasta de dente.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 10. 100 \text{ g de água} &\text{ ————— } 0,000037 \text{ g de benzeno} \\ x &\text{ ————— } 0,175 \text{ g de benzeno} \end{aligned}$$

$$x \cong 473 \text{ L}$$

Considerando a densidade da água igual a 1 g/mL, serão necessários, aproximadamente, 473 L de água.

$$11. 80\,000 \text{ g de ar} \text{ ————— } 0,8 \text{ g de CO}_2$$

$$\begin{aligned} 10^6 \text{ g de ar} &\text{ ————— } x \\ x &= 10 \text{ ppm} \end{aligned}$$

$$80\,000 \text{ g de ar} \text{ ————— } 0,8 \text{ g de CO}_2$$

$$\begin{aligned} 10^9 \text{ g de ar} &\text{ ————— } x \\ x &= 10\,000 \text{ ppb} \end{aligned}$$

12. Considerando a densidade da água igual a 1 g/mL, teremos:

$$\begin{aligned} 10^6 \text{ mL de água} &\text{ ————— } 1,5 \text{ g de F} \\ 10^7 \text{ mL de água} &\text{ ————— } x \\ x &= 15 \text{ g de F} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 188 \text{ g do sal} &\text{ ————— } 144 \text{ g de F} \\ x &\text{ ————— } 15 \text{ g de F} \\ x &= 24,7 \text{ g de sal} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 13. 10^6 \text{ g de sardinha} &\text{ ————— } 0,52 \text{ g de Hg} \\ 250 \text{ g de sardinha} &\text{ ————— } x \\ x &= 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ g de Hg} \end{aligned}$$

14. Considerando a densidade da água igual a 1 g/mL:

$$\begin{aligned} 10^6 \text{ mL de água} &\text{ ————— } 6 \text{ g de NaNO}_3 \\ 300 \text{ mL de água} &\text{ ————— } x \\ x &= 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ g de NaNO}_3 \end{aligned}$$

15. Alternativa a.

Massa de mercúrio na água:

$$0,05 \text{ ppb} \Rightarrow 0,05 \text{ g de Hg} \Rightarrow 1 \text{ tonelada de água}$$

Massa de mercúrio nos peixes:

$$200 \text{ ppb} \Rightarrow 200 \text{ g de Hg} \Rightarrow 1 \text{ tonelada de peixes}$$

Assim, para pesos iguais de peixe e água, temos a seguinte relação:

$$\frac{200 \text{ g de Hg}}{0,05 \text{ g de Hg}} = 4 \cdot 10^3$$

16. Alternativa b.

Considerando a densidade do sangue igual a 1 g/mL:

$$C = \frac{200 \cdot 10^{-6} \text{ g}}{1000 \text{ g}} = 200 \cdot 10^{-9} \text{ g}$$

$$\text{Hg/g sangue} = 200 \text{ ppb de Hg}$$

17. Alternativa c.

$$850 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ L}$$

$$m_{\text{diesel50S}} \text{ ————— } 1200 \text{ L}$$

$$m_{\text{diesel50S}} = 1020\,000 \text{ g}$$

50 ppm de enxofre, então:

$$1\,000\,000 \text{ g (diesel)} \text{ ————— } 50 \text{ g de enxofre}$$

$$1\,020\,000 \text{ g (diesel)} \text{ ————— } m_{\text{enxofre}}$$

$$m_{\text{enxofre}} = 51 \text{ g} = 5,1 \cdot 10^1 \text{ g}$$

18. Alternativa c.

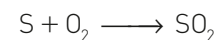
Para o diesel S500:

$$1 \text{ tonelada} = 1000 \text{ kg} = 1\,000\,000 \text{ g}$$

$$1000 \text{ kg (diesel)} \text{ ————— } 1\,000\,000 \text{ partes}$$

$$m_{\text{diesel}} \text{ ————— } 500 \text{ partes}$$

$$m_{\text{diesel}} = 0,5 \text{ kg} = 500 \text{ g}$$



$$32 \text{ g} \text{ ————— } 64 \text{ g}$$

$$500 \text{ g} \text{ ————— } m_{\text{SO}_2}$$

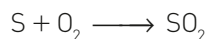
$$m_{\text{SO}_2} = 1000 \text{ g}$$

Para o *diesel* S18 000:

1000 kg (*diesel*) — 1000 000 partes

m_{diesel} — 1800 partes

$$m_{\text{diesel}} = 1,8 \text{ kg} = 1800 \text{ g}$$



$$32 \text{ g} \longrightarrow 64 \text{ g}$$

$$1800 \text{ g} \longrightarrow m_{\text{SO}_2}$$

$$m_{\text{SO}_2} = 3600 \text{ g}$$

19. 1 L de CO — 1,145 g
x — $4,58 \cdot 10^{-5}$ g
 $x = 4 \cdot 10^{-5} \text{ L}$

Cálculo da concentração do CO em ppm:

$$4 \cdot 10^{-5} \text{ L de CO} \longrightarrow 2 \text{ L de ar}$$

$$y \longrightarrow 10^6 \text{ L}$$

$$y = 20 \text{ L}$$

Resposta: 20 ppm.

20. Alternativa c.

$$d = \frac{m}{v} = \frac{45 \text{ g}}{50 \text{ mL}} = 0,9 \text{ g/cm}^3$$

Analisando o gráfico, para essa densidade temos 55% de etanol nessa mistura.

21. Alternativa b.

$$\left. \begin{aligned} n_{\text{Ca}} &= \frac{m}{M} = \frac{248 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{40 \text{ g/mol}^{-1}} = \\ &= 6,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ V &= 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L} \end{aligned} \right\} [\text{cálcio}] = \frac{n}{V}$$

$$[\text{cálcio}] = \frac{n}{V} = \frac{6,2 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 31 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$[\text{cálcio}] = 3,1 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

22. Alternativa d.

$$\text{NaClO} = 74,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{NaClO}} = \frac{m_{\text{NaClO}}}{M_{\text{NaClO}}} = \frac{250}{74,5} = 3,356 \text{ mol}$$

$$[\text{NaClO}] = \frac{n_{\text{NaClO}}}{V} = \frac{3,356}{5,0} = 0,67 \text{ mol/L}$$

23. Alternativa b.

$$\text{Concentração de Na (mg/mL)} =$$

$$= \text{Concentração de Na (mol/L)} \cdot M_{\text{Na}}$$

$$\frac{69 \text{ mg}}{100 \text{ mL}} = \text{Concentração de Na (mol/L)} \cdot 23 \text{ g mol}$$

$$\text{Concentração de Na (mol/L)} = 0,015 \text{ mol/L}$$

$$\text{Concentração de K (mg/mL)} =$$

$$= \text{Concentração de K (mol/L)} \cdot M_{\text{K}}$$

$$\frac{78 \text{ mg}}{200 \text{ mL}} = \text{Concentração de K (mol/L)} \cdot 39 \text{ g mol}$$

$$\text{Concentração de K (mol/L)} = 0,01 \text{ mol/L}$$

24. Alternativa b.

O consumo biológico desse material contribuiu para a redução a zero do nível de gás oxigênio dissolvido na água; então:

$$[\text{O}_2] = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$1 \text{ L} \longrightarrow 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$6,2 \cdot 10^6 \text{ L} \longrightarrow n_{\text{oxigênio}}$$

$$n_{\text{oxigênio}} = 15,5 \cdot 10^2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{oxigênio}} = 15,5 \cdot 10^2 \cdot 32 \text{ g} = 496 \cdot 10^2 \text{ g}$$

$$n_{\text{oxigênio}} = 49,6 \text{ kg}$$

25. Alternativa d.

Cálculo do volume de água:

$$1 \text{ L de água} \longrightarrow 55,55 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$V \longrightarrow 0,2 \cdot 10^6 \text{ moléculas}$$

$$V = 6 \cdot 10^{-21} \text{ L de água (volume da solução).}$$

1 molécula de oxigênio, em mol:

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$n \longrightarrow 1 \text{ molécula}$$

$$n = 0,17 \cdot 10^{-23} \text{ mol de oxigênio (número de mol do soluto)}$$

Concentração de oxigênio na água, em mol por litro:

$$C = \frac{0,17 \cdot 10^{-23}}{6 \cdot 10^{-21}} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

26. a) Supondo que 1 mol do soluto corresponda ao símbolo •, pode-se calcular a concentração em cada recipiente.

Recipiente A (500 mL = 0,5 L)

$$C_A = \frac{12 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 24 \text{ mol/L}$$

Recipiente B (250 mL = 0,25 L)

$$C_B = \frac{3 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 12 \text{ mol/L}$$

Recipiente C (250 mL = 0,25 L)

$$C_C = \frac{4 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 16 \text{ mol/L}$$

Recipiente D (500 mL = 0,5 L)

$$C_D = \frac{3 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 6 \text{ mol/L}$$

Recipiente E (250 mL = 0,25 L)

$$C_E = \frac{6 \text{ mol}}{0,25 \text{ L}} = 24 \text{ mol/L}$$

Recipiente F (500 mL = 0,5 L)

$$C_F = \frac{8 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 16 \text{ mol/L}$$

As soluções mais concentradas são as dos recipientes A e E, pois apresentam a maior concentração por litro (24 mol/L).

- b) Não. A solução resultante terá concentração menor do que a solução contida no recipiente A.

$$C_A = \frac{12 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 24 \text{ mol/L}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Recipiente B (250 mL = 0,25 L)} \\ 3 \text{ mol} \\ \text{Recipiente E (250 mL = 0,25 L)} \\ 6 \text{ mol} \end{array} \right\} C_{\text{B e E combinadas}} =$$

$$= \frac{3 \text{ mol} + 6 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,25 \text{ L}} = \frac{9 \text{ mol}}{0,50 \text{ L}}$$

$$C_{\text{B e E combinadas}} = 18 \text{ mol/L}$$

$$18 \text{ mol/L} < 24 \text{ mol/L}$$

27. Jovem A, aproximadamente 115 mg/100 mL.

28. Jovem B, aproximadamente 145 mg/100 mL.

29. A concentração de glicose do jovem F no pré-treino é aproximadamente 90 mg/100 mL; então:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de glicose} & \text{---} & 180 \text{ g} \\ x & \text{---} & 90 \cdot 10^{-3} \text{ g} \end{array}$$

$$x = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de glicose}$$

$$C = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 5 \cdot 10^3 \text{ mol/L}$$

30. Quando a intensidade for igual a 0,2, a concentração de glicose será igual a 0,5 g/100 mL, então:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de glicose} & \text{---} & 180 \text{ g} \\ x & \text{---} & 0,5 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 2,77 \cdot 10^{-3} \text{ mol de glicose}$$

$$C = \frac{0,00277 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 2,77 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

31. Alternativa e.

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de ibuprofeno} & \text{---} & 206 \text{ g} \\ x & \text{---} & 2,4 \text{ g} \end{array}$$

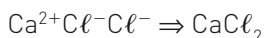
$$x = 0,0116 \text{ mol de ibuprofeno}$$

0,0104 mol serão eliminados na urina:

$$C = \frac{0,0104 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,052 \text{ mol/L} \cong 5,2 \cdot 10^{-3}$$

32. Alternativa a.

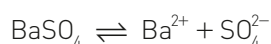
O elemento químico presente na solução é o cálcio (luz vermelha):



Como o estudante utilizou 10 mL de uma solução de 1 mol/L, então 0,01 mol de CaCl_2 foram utilizados. Se 1 mol do sal possui massa igual a 111 g, então:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de } \text{CaCl}_2 & \text{---} & 111 \text{ g} \\ 0,01 \text{ mol} & \text{---} & x \\ x = 1,11 \text{ g de } \text{CaCl}_2 \end{array}$$

33. Alternativa c.



$$[\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$1000 \text{ mL} \text{ --- } 1,0 \cdot 10^{-5} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ íons}$$

$$250 \text{ mL} \text{ --- } n_{\text{íons}}$$

$$n_{\text{íons}} = 1,5 \cdot 10^{18} \text{ íons}$$

34. concentração = $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$V = 0,3 \text{ L}$$

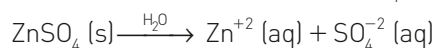
$$M_{\text{ZnSO}_4} = 161,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Usando a fórmula da molaridade:

$$\text{concentração molar} = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$0,1 = \frac{m}{161,5 \cdot 0,3} \therefore m = 4,84 \text{ g}$$

Equação de dissociação do ZnSO_4 em água:



35. Alternativa d.

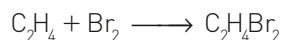
$$\text{Taxa de produção do hormônio} (\text{mol} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}) =$$

$$= \left(\frac{3,1 \cdot 10^{-9} - 1,1 \cdot 10^{-9}}{4} \right) = 0,5 \cdot 10^{-9}$$

$$\text{Taxa de produção do hormônio} (\text{mol} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}) =$$

$$= 5 \cdot 10^{-10}$$

36. Alternativa b.



$$1 \text{ mol} \text{ --- } 188 \text{ g}$$

$$n \text{ --- } 940 \text{ g}$$

$$n_{\text{eteno}} = 5 \text{ mol}$$

$$m_{\text{etano}} = 5 \cdot 28 = 140 \text{ g}$$

$$m_{\text{inicial}} = m_{\text{etano}} + m_{\text{etano}}$$

$$200 = 140 + m_{\text{etano}}$$

$$m_{\text{etano}} = 60 \text{ g}$$

$$n_{\text{etano}} = \frac{60}{30} = 2 \text{ mol}$$

$$[\text{etano}] = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

37. Alternativa d.

Para que a concentração final seja 0,5 mol/L, a proporção entre o número de mol do soluto e o volume de solvente deve ser de 1:2.

38.a) A partir das cargas dos íons presentes na água mineral, vem:

Íon	Carga	Quantidade de íons	Carga total
HCO_3^-	-1	1,200	$1,200 \cdot (-1) = -1,200$
Ca^{2+}	+2	0,310	$0,310 \cdot (+2) = +0,620$
Mg^{2+}	+2	0,100	$0,100 \cdot (+2) = +0,200$
Na^+	+1	0,380	$0,380 \cdot (+1) = +0,380$

Total de cargas negativas = -1,200.

Total de cargas positivas = 0,620 + 0,200 + 0,380 = +1,200.

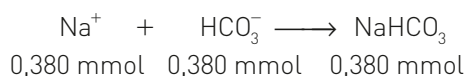
O total de cargas negativas é igual ao total de cargas positivas.

O milimol é a melhor escolha como unidade de quantidade.

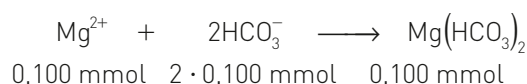
Íon	Quantidade de íons
HCO_3^-	1,200 mmol
Ca^{2+}	0,310 mmol
Mg^{2+}	0,100 mmol
Na^+	0,380 mmol

b) Possíveis sais presentes (a partir das combinações das fórmulas fornecidas): NaHCO_3 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

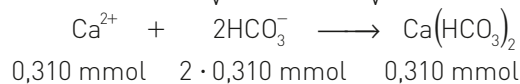
Cálculo das concentrações molares dos sais:



$$[\text{NaHCO}_3] = \frac{n_{\text{NaHCO}_3}}{V} = \frac{0,380 \text{ mmol}}{V}$$



$$[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2] = \frac{n_{\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2}}{V} = \frac{0,100 \text{ mmol}}{V}$$



$$[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2] = \frac{n_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2}}{V} = \frac{0,310 \text{ mmol}}{V}$$

$$\frac{0,380 \text{ mmol}}{V} > \frac{0,310 \text{ mmol}}{V} > \frac{0,100 \text{ mmol}}{V}$$

O sal em maior concentração nessa amostra é o hidrogeno carbonato de sódio ou bicarbonato de sódio, cuja fórmula é NaHCO_3 .

39. Alternativa d.

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

Substância	Concentração/ $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$	Concentração/ $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
Bicarbonato (HCO_3^-)	6 100	$\frac{6\,100 \cdot 10^{-3}}{61} = 0,1$
Bário (Ba^{2+})	412	$\frac{412 \cdot 10^{-3}}{137} = 0,003$
Cálcio (Ca^{2+})	2 000	$\frac{2\,000 \cdot 10^{-3}}{40} = 0,05$
Dióxido de carbono (CO_2)	1 100	$\frac{1\,100 \cdot 10^{-3}}{44} = 0,025$
Fluoreto (F^-)	19	$\frac{19 \cdot 10^{-3}}{19} = 0,001$
Magnésio (Mg^{2+})	729	$\frac{729 \cdot 10^{-3}}{24} = 0,03$
Potássio (K^+)	390	$\frac{390 \cdot 10^{-3}}{39} = 0,01$
Sódio (Na^+)	460	$\frac{460 \cdot 10^{-3}}{23} = 0,02$

O correto é: 0,003 mol de bário e 0,03 mol de magnésio.

- a) O ânion que apresenta maior concentração é o bicarbonato (0,07156 g/L), e sua fórmula é HCO_3^- .
 b) O cátion que apresenta maior concentração é o sódio (0,1036 g/L), e sua fórmula é Na^+ .
 c) Sim, pois existem íons livres em solução.
 d) A carga elétrica da solução é dada pela diferença entre o número de cargas positivas e negativas:
 $4,54 \cdot 10^{-3} \text{ mol de cargas positivas} - 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol de cargas negativas} = + 3,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol de cargas positivas/L.}$

40. Alternativa e.

Concentração de NaCl em água:

0,99%, ou seja, 0,9 g/100 mL de água.

Assim, para um volume de 0,5 L, teremos:

$$0,9 \text{ g} \text{ — } 100 \text{ mL}$$

$$x \text{ g} \text{ — } 500 \text{ mL}$$

$$x = 4,5 \text{ g}$$

$$\text{Concentração Molar} = \frac{m}{MM \cdot V} = \frac{4,5}{58,5 \cdot 0,5} = 0,154 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

41. Alternativa e.

Calculando a concentração do sal em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, teremos:

$$0,9\% = 0,9 \text{ g em } 100 \text{ mL de água}$$

$$58,5 \text{ g de NaCl} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$0,9 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 0,00154 \text{ mol}$$

$$0,00154 \text{ mol} \text{ — } 100 \text{ mL}$$

$$y \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$y = 0,154 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A solução de cloreto de sódio em água é uma solução eletrolítica, pois apresenta íons em solução.

42. a) A característica química do “cloro ativo” responsável pela higienização é a presença de um forte agente oxidante, o hipoclorito de sódio, na água sanitária.
 b) A proporção recomendada pelo Ministério da Saúde é de uma colher de sopa de água sanitária para 1 litro de água. O teor de cloro ativo presente na água sanitária especifica a porcentagem de hipoclorito de sódio e o seu valor típico é 2,0%. Então:

1 colher de sopa equivale a 10 mL; densidade da água sanitária = $1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

$$1 \text{ mL} \text{ — } 1 \text{ g}$$

$$10 \text{ mL} \text{ — } 10 \text{ g}$$

$$m_{\text{NaClO}} = \frac{2}{100} \cdot 10 \text{ g} = 0,2 \text{ g}$$

$$\text{NaClO} = 74,5$$

$$M_{\text{NaClO}} = 74,5 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{NaClO}} = \frac{m_{\text{NaClO}}}{M_{\text{NaClO}}}$$

$$n_{\text{NaClO}} = \frac{0,2 \text{ g}}{74,5 \text{ g/mol}} = 0,0026845 \text{ mol}$$

$$V_{\text{água sanitária}} = 10 \text{ mL} = 0,01 \text{ L}$$

$$V_{\text{água}} = 1 \text{ L}$$

$$V_{\text{solução}} = V_{\text{água sanitária}} + V_{\text{água}}$$

$$V_{\text{solução}} = 0,01 \text{ L} + 1 \text{ L} = 1,01 \text{ L}$$

$$\text{Concentração} = \frac{m_{\text{NaClO}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{0,0026845 \text{ mol}}{1,01 \text{ L}} = 0,0026579 \text{ mol/L} \approx 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

43. Alternativa a.

$$M_{\text{MgCl}_2} = 95 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{MgCl}_2} = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{MgCl}_2} = \frac{20}{95} = 0,2105263 \text{ mol}$$

$$m_{\text{total}} = 200 \text{ g} + 20 \text{ g} = 220 \text{ g}$$

$$d = 1100 \text{ g/L}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d}$$

$$V = \frac{220}{1100} = 0,2 \text{ L}$$

Cqm: Concentração em quantidade de matéria

$$Cqm = \frac{0,2105263 \text{ mol}}{0,2} = 1,0526315 \text{ mol/L}$$

$$Cqm \approx 1,05 \text{ mol/L}$$

44. Alternativa e.

Transformando as unidades de concentração, vem:

$$\begin{aligned} \% (m/v) &= \frac{g}{100 \text{ mL}} \\ n \frac{\text{mol}}{L} &= n \cdot M \cdot \frac{g \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{mol}}{L} = \\ &= n \cdot M \cdot 10^{-1} \cdot \underbrace{\frac{g}{100 \text{ mL}}}_{\%} \end{aligned}$$

$$M = 60 \text{ g/mol}$$

Amostra	% (m/v)
1	$0,007 \cdot 60 \cdot 10^{-1} \cdot \frac{g}{100 \text{ mL}} = 0,042$
2	$0,070 \cdot 60 \cdot 10^{-1} \cdot \frac{g}{100 \text{ mL}} = 0,42$
3	$0,150 \cdot 60 \cdot 10^{-1} \cdot \frac{g}{100 \text{ mL}} = 0,9$
4	$0,400 \cdot 60 \cdot 10^{-1} \cdot \frac{g}{100 \text{ mL}} = 2,4$
5	$0,700 \cdot 60 \cdot 10^{-1} \cdot \frac{g}{100 \text{ mL}} = 4,2$

$$4\% < \underbrace{4,2\%}_{\text{Amostra 5}} < 6\%$$

45. Alternativa c.

No estoque do laboratório, há uma solução concentrada desse ácido a 63% m/m, com uma densidade aproximadamente igual a $1,5 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Então,

$$\begin{aligned} \text{concentração comum} &= (\% \text{ m/M}) \cdot d \\ \text{concentração comum} &= 0,63 \cdot 1,5 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \\ \text{concentração comum} &= 0,945 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} \\ \text{concentração comum} &= [\text{HNO}_3] \cdot M_{\text{HNO}_3} \end{aligned}$$

$$\text{HNO}_3 = 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,945 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = [\text{HNO}_3] \cdot 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$[\text{HNO}_3]_{\text{inicial}} = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$[\text{HNO}_3]_{\text{final}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1}$$

$$V_{\text{final}} = 500 \text{ mL}$$

$$[\text{HNO}_3]_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = [\text{HNO}_3]_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$0,015 \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot V_{\text{inicial}} =$$

$$= 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{mL}^{-1} \cdot 500 \text{ mL}$$

$$V_{\text{inicial}} = 16,66666 \text{ mL} \approx 17 \text{ mL}$$

46. Alternativa d.

Na simulação de solução aquosa de ureia, há 1 molécula de ureia para cada 111 moléculas de água, então:

$$\begin{aligned} \frac{1 \text{ molécula de ureia}}{111 \text{ moléculas de água}} &= \\ &= \frac{1 \text{ molécula de ureia} \cdot 6 \cdot 10^{23}}{111 \text{ moléculas de água} \cdot 6 \cdot 10^{23}} \end{aligned}$$

ou seja,

$$\frac{1 \text{ molécula de ureia}}{111 \text{ moléculas de água}} = \frac{1 \text{ mol de ureia}}{111 \text{ mols de água}}$$

1 mol de água (18 g) ocupa 18 mL, pois a densidade da água é igual a 1 g/mL.

$$\frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = \frac{18 \text{ g}}{18 \text{ mL}}$$

$$1 \text{ mol de ureia} \xrightarrow{n_{\text{ureia}}} 111 \cdot 18 \text{ mL de água} \xrightarrow{1000 \text{ mL de água (1 L)}}$$

$$n_{\text{ureia}} = \frac{1 \cdot 1000}{111 \cdot 18} = 0,5005 \text{ mol}$$

$$[\text{ureia}] = 0,5 \text{ mol/L}$$

47. a) CO₂: dipolo induzido-dipolo induzido.

NH₃: ligações de hidrogênio ou pontes de hidrogênio.

b) Cálculos efetuados:

$$2,4 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{dL}^{-1}$$

Em 1 dL:

$$6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de ureia} \xrightarrow{60 \text{ g}}$$

$$n \text{ moléculas de ureia} \xrightarrow{2,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}}$$

$$n = 0,24 \cdot 10^{23} \cdot 10^{-3} =$$

$$= 2,4 \cdot 10^{19} \text{ moléculas de ureia}$$

$$\text{Taxa de ureia} = 2,4 \cdot 10^{19} \text{ moléculas} \cdot \text{dL}^{-1}$$

A taxa normal de ureia no sangue deve ser de $3,6 \cdot 10^{19} \text{ moléculas} \cdot \text{dL}^{-1}$ a $8,3 \cdot 10^{19} \text{ moléculas} \cdot \text{dL}^{-1}$.

$$2,4 \cdot 10^{19} \text{ moléculas} \cdot \text{dL}^{-1} < 3,6 \cdot 10^{19} \text{ moléculas} \cdot \text{dL}^{-1} < 8,3 \cdot 10^{19} \text{ moléculas} \cdot \text{dL}^{-1}$$

Conclusão: hipoureemia.

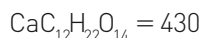
48. Alternativa b.

Frasco	Concentração de sulfato de ferro (II)
1	$[\text{FeSO}_4] = 0,02 \text{ mol/L}; M_{\text{FeSO}_4} =$ $= 152 \text{ g/mol}$ $c = [\text{FeSO}_4] \cdot M_{\text{FeSO}_4}$ $c = 0,02 \text{ mol/L} \cdot 152 \text{ g/mol} =$ $= 3,04 \text{ g/L}$ $1000 \text{ mL} \xrightarrow{3,04 \text{ g}}$ $10 \text{ mL} \xrightarrow{0,0304 \text{ g} \approx 30,4 \text{ mg}}$

Frasco	Concentração de sulfato de ferro (II)
2	$[\text{FeSO}_4] = 0,20 \text{ mol/L}$; $M_{\text{FeSO}_4} = 152 \text{ g/mol}$ $c = [\text{FeSO}_4] \cdot M_{\text{FeSO}_4}$ $c = 0,20 \text{ mol/L} \cdot 152 \text{ g/mol} = 30,4 \text{ g/L}$ $1000 \text{ mL} \text{ — } 30,4 \text{ g}$ $10 \text{ mL} \text{ — } 0,304 \text{ g} \cong 304 \text{ mg}$
3	$[\text{FeSO}_4] = 0,30 \text{ mol/L}$; $M_{\text{FeSO}_4} = 152 \text{ g/mol}$ $c = [\text{FeSO}_4] \cdot M_{\text{FeSO}_4}$ $c = 0,30 \text{ mol/L} \cdot 152 \text{ g/mol} = 45,6 \text{ g/L}$ $1000 \text{ mL} \text{ — } 45,6 \text{ g}$ $10 \text{ mL} \text{ — } 0,456 \text{ g} \cong 456 \text{ mg}$
4	$[\text{FeSO}_4] = 1,97 \text{ mol/L}$; $M_{\text{FeSO}_4} = 152 \text{ g/mol}$ $c = [\text{FeSO}_4] \cdot M_{\text{FeSO}_4}$ $c = 1,97 \text{ mol/L} \cdot 152 \text{ g/mol} = 299,44 \text{ g/L}$ $1000 \text{ mL} \text{ — } 299,44 \text{ g}$ $10 \text{ mL} \text{ — } 2,9944 \text{ g} \cong 2994,4 \text{ mg}$
5	$[\text{FeSO}_4] = 5,01 \text{ mol/L}$; $M_{\text{FeSO}_4} = 152 \text{ g/mol}$ $c = [\text{FeSO}_4] \cdot M_{\text{FeSO}_4}$ $c = 5,01 \text{ mol/L} \cdot 152 \text{ g/mol} = 761,52 \text{ g/L}$ $1000 \text{ mL} \text{ — } 761,52 \text{ g}$ $10 \text{ mL} \text{ — } 7,6152 \text{ g} \cong 7615,2 \text{ mg}$

A concentração de sulfato de ferro (II) mais próxima da recomendada é a do frasco de número 2.

49. Alternativa d.



$$M_{\text{CaC}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{14}} = 430 \text{ g/mol}$$

$$d_{\text{solução}} \cong 1 \text{ g/mL} \cong 1000 \text{ g/L}$$

$$\tau = 10\% = 0,10$$

$$V = 10 \text{ mL} = 0,01 \text{ L}$$

$$\frac{n}{V} \cdot M = \tau \cdot d$$

$$\frac{n}{0,01} \cdot 430 = 0,10 \cdot 1000$$

$$n_{\text{íons Ca}^{2+}} = 0,0023255 \text{ mol} = 0,23255 \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ íons}$$

$$n_{\text{íons Ca}^{2+}} = 0,013953 \cdot 10^{23} \text{ íons} \cong 1,4 \cdot 10^{21} \text{ íons}$$

50. Alternativa b.

Concentração de Cl_2 em grama por litro de água se dá por:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{Cl}_2 &\text{ — } 71 \text{ g ou } 71000 \text{ mg} \\ 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol de } \text{Cl}_2 &\text{ — } x \\ x &= 2,84 \text{ g de } \text{Cl}_2 / \text{L} \end{aligned}$$

51. Alternativa b.

A massa de cloreto de sódio presente na água do rio será:

$$\begin{aligned} \eta &= \frac{m}{M \cdot V} \\ m &= 0,6 \cdot 58,5 \cdot 100 \\ m &= 3510 \text{ g ou } 3,51 \text{ kg} \end{aligned}$$

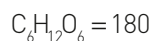
A massa de cloreto de sódio presente no aquário será:

$$\begin{aligned} C &= \frac{m}{V} \\ m &= 2,1 \cdot 100 = 210 \text{ g} \end{aligned}$$

A massa a ser adicionada será a diferença entre elas:

$$m_{\text{adicionada}} = 3510 - 210 = 3300 \text{ g ou } 3,3 \text{ kg}$$

52. Alternativa d.



$$\text{Diabetes: } 126 \frac{\text{mg}}{\text{dL}} = \frac{126 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{10^{-1} \text{ L}}$$

$$c = \frac{126 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{10^{-1} \text{ L}} = 126 \cdot 10^{-2} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &\text{ — } 180 \text{ g} \\ n &\text{ — } 126 \cdot 10^{-2} \text{ g} \end{aligned}$$

$$n = 0,007 \text{ mol}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] = 0,007 \text{ mol/L} = 7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

53. Alternativa b.



$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ L}}$$

Considerando que todos os produtos recomendam diluição de 1 para 100 L antes da aplicação na lavoura da soja, vem:

Produto	Concentração de glifosato
I	$480 \text{ g/l} \cdot 1 \text{ L} = c \cdot 100 \text{ L} \Rightarrow$ $\Rightarrow c = 4,8 \text{ g/L}$
II	$2,80 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 1 \text{ L} =$ $= \mu \cdot 100 \text{ L} \Rightarrow$ $\Rightarrow \mu = 2,80 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$
III	$0,9 \text{ g/mL} \cdot 1 \text{ L} = c' \cdot 100 \text{ L} \Rightarrow$ $\Rightarrow c' = 0,009 \text{ g/mL}$

Produto	Concentração de glifosato
I	$4,8 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 4,8 \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1000 \text{ L}} =$ $= 480 \cdot 10 \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ L}} =$ $\underbrace{\hspace{1.5cm}}_{10 \text{ ppm}}$ $= 480 \cdot 10 \text{ ppm} > 10 \text{ ppm}$
II	$2,80 \cdot 10^{-6} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}} =$ $= 2,80 \cdot 10^{-6} \cdot \frac{169 \text{ g}}{\text{L}} =$ $= 473,2 \cdot 10^{-6} \cdot \frac{1000 \cdot \text{g}}{1000 \cdot \text{L}} =$ $= 473,2 \cdot 10^{-4} \cdot 10 \cdot \underbrace{\frac{\text{g}}{1000 \cdot \text{L}}}_{10 \text{ ppm}} =$ $= 0,04732 \cdot 10 \text{ ppm} < 10 \text{ ppm}$
III	$0,009 \cdot \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 0,009 \cdot \frac{1000 \cdot \text{g}}{\text{L}} =$ $= 0,009 \cdot \frac{1000 \cdot 1000 \cdot \text{g}}{1000 \cdot \text{L}} =$ $= 900 \cdot 10 \cdot \underbrace{\frac{\text{g}}{1000 \cdot \text{L}}}_{10 \text{ ppm}} =$ $= 900 \cdot 10 \text{ ppm} > 10 \text{ ppm}$

54. Alternativa c.

A densidade da solução de cloreto de sódio utilizada para a separação dos polímeros deve apresentar densidade intermediária, ou seja, entre $1,05 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ e $1,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

A partir do cálculo das massas de associadas a esses valores, podemos fazer uma comparação:

$$V = 5 \text{ L}$$

$$[\text{NaCl}] = \frac{M_{\text{NaCl}}}{V}$$

$$1,25 = \frac{m_{\text{NaCl}}}{5} \Rightarrow m_{\text{NaCl}} = 365,625 \text{ g}$$

$$[\text{NaCl}]' = \frac{M_{\text{NaCl}}}{V}$$

$$3,75 = \frac{m_{\text{NaCl}}}{5} \Rightarrow m_{\text{NaCl}}' = 1096,875 \text{ g}$$

Conclusão: $365,625 \text{ g} < 600,00 \text{ g} < 1096,875 \text{ g}$

55. Alternativa e.

[a] correta.

$$0,040 \text{ g} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$x \text{ — } 1 \text{ mL}$$

$$x = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mg/mL ou } 0,04 \text{ mg/mL}$$

[b] correta.

$$0,004 \text{ g} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$x \text{ — } 100 \text{ mL}$$

$$x = 4 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

[c] correta.

$$40 \text{ g} \text{ — } 10^6 \text{ g de solução}$$

$$x \text{ — } 1000 \text{ mL (d = 1,00 g/mL)}$$

$$x = 0,040 \text{ g}$$

[d] correta.

$$0,0040\% = 0,0040 \text{ g em } 100 \text{ g de solução}$$

$$0,0040 \text{ g} \text{ — } 100 \text{ g}$$

$$x \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$x = 0,04 \text{ g}$$

[e] incorreta.

$$\eta = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{0,040}{40 \cdot 1} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

56.a) Teremos:

$$\text{C}_{22}\text{H}_{30}\text{N}_6\text{O}_4\text{S} \cdot \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7 = 666,7 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 666,7 \text{ g}$$

$$5,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \text{ — } m_{\text{C}_{22}\text{H}_{30}\text{N}_6\text{O}_4\text{S} \cdot \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7}$$

$$m_{\text{C}_{22}\text{H}_{30}\text{N}_6\text{O}_4\text{S} \cdot \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7} = 3466,84 \cdot 10^{-5} \text{ g}$$

$$m_{\text{C}_{22}\text{H}_{30}\text{N}_6\text{O}_4\text{S} \cdot \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7} \cong 34,67 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$m_{\text{C}_{22}\text{H}_{30}\text{N}_6\text{O}_4\text{S} \cdot \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7} \cong 34,67 \text{ mg}$$

$$34,67 \text{ mg} < 50 \text{ mg (especificação)}$$

O produto está fora da especificação.

b) Cálculo do teor de nitrogênio das amostras:

$$N = 14 \text{ g/mol}$$



$$= 666,7 \text{ g/mol}$$

$$666,7 \text{ g} \longrightarrow 100\%$$

$$6 \cdot 14 \text{ g} \longrightarrow p_N$$

$$p_N \cong 12,60\%$$



$$389,4 \text{ g} \longrightarrow 100\%$$

$$3 \cdot 14 \text{ g} \longrightarrow p'_N$$

$$p'_N \cong 10,79\%$$

Seria possível diferenciar o citrato de sildenafila da tadalafila, a partir do teor de nitrogênio presente em cada amostra, já que as porcentagens de nitrogênio são diferentes nas amostras analisadas.

Complemento (p. 68)

Fração em quantidade de matéria ou fração molar

1. Alternativa e.

$$x_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{1 \text{ mol}}{(1 + 99) \text{ mol}} = 0,01$$

$$x_2 = \frac{n_2}{n} = \frac{99 \text{ mol}}{(1 + 99) \text{ mol}} = 0,99$$

2. $x_1 = 0,3 = \frac{n_1}{n} \Rightarrow 0,3$

O soluto é o NaOH

$$x_1 = \frac{n_1}{n} \Rightarrow \frac{n_1}{x_1} = \frac{0,3 \text{ mol}}{0,3} = 1 \text{ mol}$$

$$n = n_1 + n_2 \Rightarrow n_2 = n - n_1 = 1 \text{ mol} - 3 \text{ mol} =$$

$$= 0,7 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

3. Glicose: $n = \frac{m}{M} = \frac{18 \text{ g}}{180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} =$
 $= 0,1 \text{ mol de glicose.}$

Ácido acético: $n = \frac{m}{M} = \frac{24 \text{ g}}{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} =$
 $= 0,4 \text{ mol de ácido acético.}$

Água: $n = \frac{m}{M} = \frac{81 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,5 \text{ mol de água}$

Fração molar do ácido acético:

$$x = \frac{n_{\text{ácido acético}}}{n} = \frac{0,4 \text{ mol}}{(0,1 + 0,4 + 4,5) \text{ mol}} = 0,08$$

4. Sendo KOH o soluto:

$$x_1 = \frac{n_1}{n} \Rightarrow n_1 = x_1 \cdot n = 0,05 \cdot 10 \text{ mol} =$$

$$= 0,5 \text{ mol de KOH}$$

Como são 10 mol no total de 0,5 mol de KOH, a diferença corresponde à água, 9,5 mol.

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$$

$$\text{KOH} : 0,5 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 28 \text{ g de KOH}$$

$$\text{H}_2\text{O} : 9,5 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 171 \text{ g de H}_2\text{O}$$

5. $\tau \cdot d = 0,4 \cdot 1800 \text{ g/L} = 720 \text{ g/L}$

$$1 \text{ L de solução} \begin{cases} 720 \text{ g de NaOH} \\ 1080 \text{ g de H}_2\text{O} \\ 1800 \text{ g de solução} \end{cases}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{720 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 18 \text{ mol de NaOH}$$

$$1 \text{ L de solução} \longrightarrow 18 \text{ mol de NaOH}$$

$$\therefore m = 188 \text{ mol/L}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{1080 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 60 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$x_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{18 \text{ mol}}{(18 + 60) \text{ mol}} = 0,23$$

6. Aproximadamente 0,09.

$$\text{Em 30 g de solução} \begin{cases} \left(\frac{1}{3}\right) \Rightarrow 10 \text{ g de ureia} \\ \left(\frac{2}{3}\right) \Rightarrow 20 \text{ g de H}_2\text{O} \end{cases}$$

$$n_{\text{ureia}} = \frac{n}{M} = \frac{10 \text{ g}}{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,167 \text{ mol de ureia}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{20 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,11 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{ureia}} = \frac{n_1}{n} = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0,167 \text{ mol}}{(0,167 + 1,11) \text{ mol}} = 0,13$$

$$0,13 \cdot \frac{2}{3} = 0,087$$

7. 100 g de solução $\begin{cases} (128\%) \Rightarrow 28 \text{ g de NaOH} \\ (72\%) \Rightarrow 72 \text{ g de H}_2\text{O} \end{cases}$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{n}{M} = \frac{28 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,7 \text{ mol de NaOH}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{72 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{NaOH}} = \frac{n_1}{n} = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0,7 \text{ mol}}{(0,7 + 4) \text{ mol}} = 0,15$$

8. Em 100 mol de solução $\begin{cases} 20 \text{ mol de LiOH} \\ 80 \text{ mol de H}_2\text{O} \end{cases}$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$$

$$\left. \begin{aligned} m_{\text{LiOH}} &= 20 \text{ mol} \cdot 24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \\ &= 480 \text{ g de LiOH} \\ m_{\text{H}_2\text{O}} &= 80 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \\ &= 1440 \text{ g de H}_2\text{O} \end{aligned} \right\} 1920 \text{ g solução.}$$

Volume da solução:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{1920 \text{ g}}{1,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}} =$$

$$= 1600 \text{ cm}^3 = 1,6 \text{ L}$$

Tem-se 20 mol de LiOH em 1,6 L de solução:

$$m = \frac{n_1}{V} = \frac{20 \text{ mol}}{1,6 \text{ L}} = 12,5 \text{ mol/L}$$

9. Em 100 mol de solução $\begin{cases} 15 \text{ mol de NaF} \\ 85 \text{ mol de H}_2\text{O} \end{cases}$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M$$

$$\left. \begin{aligned} m_{\text{NaF}} &= 15 \text{ mol} \cdot 42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \\ &= 630 \text{ g de NaF} \\ m_{\text{H}_2\text{O}} &= 85 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \\ &= 1530 \text{ g de H}_2\text{O} \end{aligned} \right\} 2160 \text{ g solução.}$$

Volume da solução:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{2160 \text{ g}}{1250 \text{ g/L}} =$$

$$= 1,73 \text{ L de solução}$$

Tem-se 630 g de NaF dissolvidos em 1,73 L de solução:

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{630 \text{ g}}{1,73 \text{ L}} = 364,2 \text{ g/L}$$

Molalidade

10. 2 molal = $\frac{2 \text{ mol de soluto}}{1 \text{ kg de solvente}} = 2$

$$W = \frac{n_1}{m_2} \Rightarrow n_1 = W \cdot m_2 = \frac{2 \text{ mol}}{\text{kg}} \cdot 10 \text{ kg} =$$

$$= 20 \text{ mol de soluto}$$

11. Alternativa b.

$$2 \text{ molal} = \frac{2 \text{ mol de soluto (H}_2\text{PO}_4\text{)}}{1 \text{ kg de solvente (H}_2\text{O)}}$$

12. $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{24,5 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,25 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{0,25 \text{ mol}}{1 \text{ kg}} = 0,25 \text{ molal}$$

13. $W = \frac{n_1}{m_2} \Rightarrow n_1 = W \cdot m_2 = 0,2 \cdot \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 0,5 \text{ kg} =$

$$= 0,1 \text{ mol de glicose}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \Rightarrow m_1 = n_1 \cdot M_1 = 0,1 \text{ mol} \cdot 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} =$$

$$= 18 \text{ g de glicose}$$

14. $n_1 = \frac{n_1}{M_1} = \frac{3,65 \text{ g}}{36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol de HCl}$

$$m = \frac{n_1}{V} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ kg}} = 0,1 \text{ molal}$$

15. Alternativa e.

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{39,2 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,4 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$m = \frac{n_1}{V} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,22 \text{ L}} = 1,8 \text{ mol/L}$$

Considerando que 200 mL de água correspondem a 200 g de água:

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,2 \text{ kg}} = 2 \text{ molal}$$

$$\text{Em 100 mol de solução} \begin{cases} 60 \text{ g de MgSO}_4 \\ 40 \text{ g de H}_2\text{O} \end{cases}$$

$$16. n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{60 \text{ g}}{120 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mol de MgSO}_4$$

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{0,5 \text{ mol}}{40 \cdot 10^{-3} \text{ kg}} = 12,5 \text{ molal}$$

17. Todas as alternativas estão corretas.

[I]. Correta.

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{254,0 \text{ g}}{254 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1 \text{ mol de I}_2$$

$$\eta = \frac{n_1}{V} = \frac{1 \text{ mol}}{1,054 \text{ L}} = 0,95 \text{ mol/L}$$

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ kg}} = 1 \text{ molal}$$

[II]. Correta.

$$\eta = 0,95 \text{ mol/L}$$

$$\text{Massa de álcool: } 1,0 \text{ L} = 800 \text{ g} = 0,8 \text{ kg}$$

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{1 \text{ mol}}{0,8 \text{ kg}} = 1,25 \text{ molal}$$

[III]. Correta.

$$\eta = 0,95 \text{ mol/L}$$

$$\text{Massa do clorofórmio: } 1,0 \text{ L} = 1500 \text{ g} = 1,5 \text{ kg.}$$

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{1 \text{ mol}}{1,5 \text{ kg}} = \frac{2}{3} \text{ molal}$$

[IV]. Correta.

$$\eta = 0,95 \text{ mol/L}$$

$$\text{Massa de solvente: } 1,0 \text{ L} = 1054 \text{ g} = 1,054 \text{ kg.}$$

$$W = \frac{n_1}{m_2} = \frac{1 \text{ mol}}{1,054 \text{ kg}} = 0,95 \text{ molal}$$

Capítulo 3 Diluição de soluções

Objetivos do capítulo

- Conceituar diluição;
- reconhecer soluções concentradas e diluídas.

Sugestões de abordagem

A apresentação de diluições comumente realizadas pelo aluno facilita a compreensão do fenômeno. Uma boa maneira de abordar esse assunto é per-

guntar se algum estudante, na infância, fez alguma coisa a fim de que a mãe não percebesse o desperdício ou o gasto excessivo de xampu.

Seria interessante também preparar uma solução de um sal colorido, como o CuSO_4 (aq), e fazer sua diluição. A diminuição da concentração, que o aluno percebe pela variação de cor, pode ser demonstrada por raciocínio e por fórmulas.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 72)

1. Sódio: Na; Potássio: K. Pertencem à família 1 (metais alcalinos) da tabela periódica.

2. Glicose $x = 6 \Rightarrow \text{C}_6(\text{H}_2\text{O})_6$ ou $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

3. Na^+ . Os metais alcalinos são muito reativos e não são encontrados na forma eletricamente neutra na natureza.

4. K^+ . Os metais alcalinos são muito reativos e não são encontrados na forma eletricamente neutra na natureza. Como possuem 1 elétron na última camada, átomos de potássio adquirem estabilidade transformando-se em cátions monovalentes.

5. O ânion cloreto: Cl^- .

6. 100 mL de solução — $45 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ de Na^+
1 mL de solução — x
 $x = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ de Na^+

7. 100 mL de solução — $12 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ de K^+
500 mL de solução — x
 $x = 60 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ de K^+ .

$$8. C = \frac{m_1}{V} = \frac{12,0 \text{ mg}}{100 \text{ mL}} = 0,12 \text{ mg/mL}$$

$$9. C = \frac{m_1}{V} = \frac{42 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = 4,2 \cdot 10^{-1} \text{ g/L}$$

10. Como foi adicionada apenas água, as massas de Na^+ , K^+ e Cl^- continuam as mesmas: 45 mg, 12 mg, 42 mg, respectivamente. A adição de água provoca apenas uma alteração na concentração.

$$11. \text{Na}^+: C = \frac{m_1}{V} = \frac{45 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{1 \text{ L}} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

$$\text{K}^+: C = \frac{m_1}{V} = \frac{12 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{1 \text{ L}} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

$$\text{Cl}^-: C = \frac{m_1}{V} = \frac{42 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{1 \text{ L}} = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$$

12. I. a) Aumentou 300 mL.

b) Aumentou em função da adição de água.

c) Permanece a mesma.

d) Aumentou.

e) Permaneceu o mesmo.

$$\text{II. Antes: } \frac{4 \text{ partículas do soluto}}{0,2 \text{ L}} =$$

$$= 20 \text{ partículas do soluto/L}$$

$$\text{Depois: } \frac{4 \text{ partículas do soluto}}{0,5 \text{ L}} =$$

$$= 8 \text{ partículas do soluto/L}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 73)

1. Alternativa a.

Segundo o texto, o aluno irá precisar de uma solução de hidróxido de sódio, 0,1 mol/L. Como a solução que o aluno possui é mais concentrada (0,5 mol/L), bastará diluir em água essa solução.

2. I. O recipiente que contém a solução diluída a 2% a partir da original é o recipiente 2, pois tem o dobro do volume da solução-padrão.

II. O recipiente que contém a solução diluída a 1% a partir da original é o recipiente 3, pois tem o quádruplo do volume da solução-padrão.

3. Antes da diluição:

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{8,0 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = 80 \text{ g/L de fosfato}$$

$$C = 80 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V = 5,0 \text{ L}$$

$$C' = ?$$

$$V' = 100 \text{ L}$$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

$$80 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 5,0 \text{ L} = C' \cdot 100 \text{ L}$$

$$C' = \frac{80 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 5,0 \text{ L}}{100 \text{ L}} = 4 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

4. Alternativa d.

Conforme as instruções do rótulo, deve-se misturar 1 parte do suco com 5 partes de água.

$V = 0,3 \text{ L}$ de suco concentrado.

$V' = 0,3 \text{ L}$ de suco concentrado + 1,5 L de água = 1,8 L de suco diluído.

5. $C = 10 \text{ g/L}$

$$V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$C' = ?$$

$$V' = 5,0 \text{ L}$$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

$$C' = \frac{C \cdot V}{V'}$$

$$C' = \frac{10 \text{ g/L} \cdot 0,2 \text{ L}}{5,0 \text{ L}} = 0,4 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

6. $C = 25 \text{ g/L}$

$$V = ?$$

$$C' = 10 \text{ g/L}$$

$$V' = 125 \text{ mL}$$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

$$V = \frac{C' \cdot V'}{C}$$

$$V = \frac{10 \text{ g/L} \cdot 125 \text{ mL}}{25 \text{ g/L}} = 50 \text{ mL}$$

7. Alternativa e.

$$n_{\text{solute antes}} = n_{\text{solute depois}}$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4]_{\text{antes}} \cdot V = [\text{Na}_2\text{SO}_4]_{\text{depois}} \cdot V_{\text{depois}}$$

$$0,35 \text{ mol/L} \cdot V = 0,21 \text{ mol/L} \cdot 650 \text{ mL}$$

$$V = 390 \text{ mL}$$

8. Alternativa b.

$$m = 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V = 100 \text{ mL}$$

$$m' = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V' = ?$$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$$m \cdot V = m' \cdot V'$$

$$V' = \frac{m \cdot V}{m'}$$

$$C' = \frac{0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 100 \text{ mL}}{0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 1000 \text{ mL}$$

$$V' = V + V_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V' - V = 1000 \text{ mL} - 100 \text{ mL} = 900 \text{ mL}$$

de H_2O

9. Alternativa b.

$$95\% \cdot V_1 = 75\% \cdot 1000$$

$$V_1 \cong 790 \text{ mL}$$

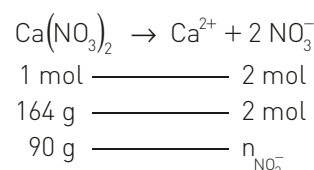
$$\text{Volume a ser retirado} = 1000 \text{ mL} - 790 \text{ mL} = 210 \text{ mL}$$

10. Alternativa b.

11. Alternativa b.

Solução comercial de nitrato de cálcio: 90 g/L.

Em 1 litro de solução nutritiva:



$$n_{\text{NO}_3^-} = 1,097 \text{ mol}$$

$$[\text{NO}_3^-]_{\text{solução nutritiva}} = 1,097 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}_3^-]_{\text{ajustada}} \cdot V_{\text{tanque}} = [\text{NO}_3^-]_{\text{solução nutritiva}} \cdot V_{\text{ajustado}}$$

$$0,009 \cdot 5000 = 1,097 \cdot V_{\text{ajustado}}$$

$$V_{\text{ajustado}} = 41,02 \text{ L} \cong 41 \text{ L}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 75)

1. Alternativa b.

Para 8 tampas, teremos:

$$\begin{array}{rcl} 8 \text{ tampas para} & \text{---} & 1,0 \text{ L} \text{ ---} & 1000 \text{ mL} \\ & & x & \text{---} & 250 \text{ mL} \end{array}$$

$$x = 2 \text{ tampas}$$

2. a) O pH da solução de ácido acético é igual a 3; então:

$3 < 4,8$ (vermelho de acordo com a tabela do vermelho de metila)

$3 > 2,8$ (amarelo de acordo com a tabela do púrpura de cresol)

b) Temos uma diluição do vinagre:

m_{antes} = concentração molar da solução antes da diluição

V_{antes} = volume da solução antes da diluição

m_{depois} = concentração molar da solução depois da diluição

V_{depois} = volume da solução depois da diluição

Então,

$$m_{\text{antes}} \cdot V_{\text{antes}} = m_{\text{depois}} \cdot V_{\text{depois}}$$

$$0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1,0 \text{ mL} = m_{\text{depois}} \cdot 100 \text{ mL}$$

$$m_{\text{depois}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

3. Alternativa a.

Experimento I:

$$m = 0,3 \text{ mol/L}$$

$$V = 200 \text{ mL}$$

$$m' = ?$$

$$V' = 300 \text{ mL}$$

$$m \cdot V = m' \cdot V'$$

$$m' = \frac{m \cdot V}{V'}$$

$$V' = \frac{0,3 \text{ mol/L} \cdot 200 \text{ mL}}{300 \text{ mL}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

Experimento II:

$$m = 0,3 \text{ mol/L}$$

$$V = 200 \text{ mL}$$

$$m' = ?$$

$$V' = 200 \text{ mL}$$

$$m \cdot V = m' \cdot V'$$

$$m' = \frac{m \cdot V}{V'}$$

$$V' = \frac{0,3 \text{ mol/L} \cdot 200 \text{ mL}}{200 \text{ mL}} = 0,3 \text{ mol/L}$$

Experimento III:

$$m = 0,3 \text{ mol}$$

$$V = 100 \text{ mL}$$

$$m' = ?$$

$$V' = 200 \text{ mL}$$

$$m \cdot V = m' \cdot V'$$

$$m' = \frac{m \cdot V}{V'}$$

$$V' = \frac{0,3 \text{ mol/L} \cdot 100 \text{ mL}}{200 \text{ mL}} = 0,15 \text{ mol/L}$$

4. Alternativa. b.

Na diluição, teremos:

$$\tau \cdot V = \tau' \cdot V'$$

$$0,96 \cdot 1000 \text{ L} = 0,70 \cdot V'$$

$$V' = 1371,4285 \text{ L} \approx 1371 \text{ L}$$

5. Alternativa c.

$$\tau = 0,10$$

$$m = m$$

$$\tau' = 0,05$$

$$m' = ?$$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante.

$$\tau \cdot m = \tau' \cdot m'$$

$$m' = \frac{\tau \cdot m}{\tau'}$$

$$m' = \frac{0,10 \cdot m}{0,05} = 2m$$

A massa de solução final é duas vezes maior que a massa da solução inicial.

$$100 \text{ g de solução inicial} \begin{cases} 5 \text{ g de soluto} \\ 95 \text{ g de H}_2\text{O} \end{cases}$$

$$200 \text{ g de solução final} \begin{cases} 5 \text{ g de soluto} \\ 195 \text{ g de H}_2\text{O} \end{cases}$$

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{O conc.}}}{m_{\text{H}_2\text{O dil.}}} = \frac{95 \text{ g}}{195 \text{ g}} \approx \frac{9}{19}$$

6. Alternativa c.

Álcool 80%

Em 1,00 L $\Rightarrow$ 0,80 L de álcool e 0,20 L de água.

Álcool 50%

0,80 L de álcool e 0,80 L de água (volume de álcool e água são iguais)

A partir de 1 L de álcool hidratado 80% v/v, adicionam-se 600 mL de água; assim, passa-se a ter 800 mL de álcool e 800 mL de água, resultando em 1,6 L de álcool 50% v/v.

7. Alternativa e.

1000 kg (1 tonelada de suco); 12% em massa de sólidos totais

$$100 \text{ kg} \text{ — } 12 \text{ kg}$$

$$1000 \text{ kg} \text{ — } m$$

$$m = 120 \text{ kg (sólidos totais)}$$

$$120 \text{ kg} \text{ — } 48\%$$

$$m' \text{ — } 100\%$$

$$m' = 250 \text{ kg}$$

$$\text{Massa de água evaporada} = 1000 \text{ kg} - 250 \text{ kg} = 750 \text{ kg}$$

8. Alternativa d.

A concentração máxima sem ocorrer hemorragia é de 4 mg/L. Estando a varfarina presente somente no plasma, e sendo esta 60% do volume do sangue:

$$5 \text{ L de sangue} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ L de sangue} \text{ — } 60\%$$

$$x = 3 \text{ L.}$$

Assim, pela concentração:

$$4 \text{ mg} \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$y \text{ — } 3 \text{ L}$$

$$y = 12 \text{ mg.}$$

Estes serão injetados como uma solução 3 mg/mL:

$$3 \text{ mg} \text{ — } 1 \text{ mL}$$

$$12 \text{ mg} \text{ — } z$$

$$z = 4 \text{ mL.}$$

Assim, o volume máximo a ser administrado é de 4 mL.

9. Alternativa b.

$$\text{Concentração Molar} = \frac{4}{40 \cdot 0,1} = 1 \text{ mol/L}$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$1 \cdot V_1 = 0,15 \cdot 250$$

$$V_1 = 37,5 \text{ mL}$$

10. Alternativa d.

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$75 \text{ mg/L} \cdot 4 \text{ L} = 25 \text{ mg/L} \cdot V_2$$

$V_2 = 12 \text{ L}$; portanto, 8 L de água devem ser adicionados à solução.

11. Alternativa b.

12. a) 500 L.

b) 100 g de NaCl.

c) Apenas a água evapora.

13. Alternativa c.

Enquanto o medicamento não for diluído em água, qualquer quantidade sua apresentará a mesma concentração.

14. Alternativas corretas 01, 02, 04, 08 e 16.

A análise da água de um rio próximo de um garimpo revelou uma concentração de $5 \cdot 10^{-5}$ mol/L de mercúrio.

A concentração de mercúrio na água do rio, próximo do garimpo, está acima do limite permitido: $5 \cdot 10^{-5} \cdot 201 \text{ g/L} = 10,05 \text{ mg/L}$ (o limite é 0,02 mg/L).

Um garimpeiro que bebe um copo de 250 mL da água do rio ingere aproximadamente 2,5 mg de mercúrio:

$$5 \cdot 10^{-5} \cdot 201 \text{ g/L} = 10,05 \text{ mg/L}$$

$$1000 \text{ mL} \text{ — } 10,05 \text{ mg}$$

$$250 \text{ mL} \text{ — } m$$

$$m = 2,5125 \text{ mg}$$

A diluição de 1 mL da água do rio em 1 L de água destilada produz uma solução $5 \cdot 10^{-8}$ mol/L de mercúrio:

$$5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \text{ — } 1000 \text{ mL}$$

$$n \text{ — } 1 \text{ mL}$$

$$n = 5 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$$

A água contaminada com mercúrio até a concentração limite permitida a 30 °C apresenta uma única fase e é classificada como solução (mistura homogênea).

A dissolução de 136 g de HgCl_2 em 1 L de água produz uma solução 0,5 mol/L de mercúrio:

$$272 \text{ g } \text{HgCl}_2 \text{ — } 201 \text{ g de Hg}$$

$$136 \text{ g } \text{HgCl}_2 \text{ — } m_{\text{Hg}}$$

$$m_{\text{Hg}} = 100,5 \text{ g}$$

$$n_{\text{Hg}} = \frac{100,5}{201} = 0,5 \text{ mol}$$

$$[\text{Hg}] = 0,5 \text{ mol/L}$$

15. Alternativa d.

2,5% p/p (cloro ativo)

$$\frac{2,5 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 0,025$$

$$12500 \text{ vezes menor} \Rightarrow \frac{0,025}{12500} = 0,000002$$

$$0,000002 = \frac{2 \text{ g}}{1\,000\,000 \text{ g}} = \frac{2 \text{ g}}{1\,000 \text{ kg}}$$

16. Alternativa e.

Diluir na proporção de 1 : 100 indica dissolver 1 L da solução de ácido muriático em 100 L de água, totalizando 101 L de solução diluída.

Na diluição, a quantidade de soluto não se altera:

$$m = 2,0 \text{ mol/L}$$

$$V = 1,0 \text{ L}$$

$$m' = ?$$

$$V' = 101 \text{ L}$$

$$m \cdot V = m' \cdot V'$$

$$m' = \frac{m \cdot V}{V'}$$

$$m' = \frac{2 \text{ mol/L} \cdot 1,0 \text{ L}}{101 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$C = m \cdot M = 0,02 \text{ mol/L} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 0,73 \text{ g/L}$$

17. Alternativa b.

Massa de cianeto na água poluída: em 1 L tem-se 0,0012 mol de CN^- .

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M = 0,0012 \text{ mol} \cdot 26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,0312 \text{ g} = 31,2 \text{ mg de } \text{CN}^-$$

Na diluição, a quantidade de soluto permanece constante:

$$C = 31,2 \text{ mg/L}$$

$$V = V$$

$$C' = 0,01 \text{ mg/L}$$

$$V' = ?$$

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

$$V' = \frac{C \cdot V}{C'}$$

$$C' = \frac{31,2 \text{ mg/L} \cdot V}{0,01 \text{ mg/L}} = 3120 \text{ V}$$

O volume final é 3210 vezes maior que o volume inicial.

18. Alternativa e.

$$m = 1 \text{ mol/L}$$

$$V = V$$

$$m' = ?$$

$$V' = 2V$$

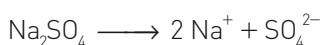
Na diluição, a quantidade de soluto não se altera.

$$m \cdot V = m' \cdot V'$$

$$m' = \frac{m \cdot V}{V'}$$

$$m' = \frac{1 \text{ mol/L} \cdot V}{2V} = 0,5 \text{ mol/L}$$

Para o íon Na^+ :



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol}$$

$$0,5 \text{ mol/L} \longrightarrow x$$

$$x = \frac{0,5 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1 \text{ mol/L de íons } \text{Na}^+$$

19. Alternativa b.

$$[\text{MgCl}_2] = 2,0 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{inicial}} (\text{solução de } \text{MgCl}_2) = 50,00 \text{ mL}$$

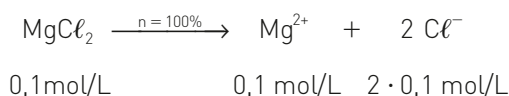
$$V_{\text{final}} = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$[\text{MgCl}_2]_{\text{inicial}} \cdot V_{\text{inicial}} = [\text{MgCl}_2]_{\text{final}} \cdot V_{\text{final}}$$

$$2,0 \text{ mol/L} \cdot 50,00 \text{ mL} = [\text{MgCl}_2]_{\text{final}} \cdot 1000 \text{ mL}$$

$$[\text{MgCl}_2]_{\text{final}} = \frac{2,0 \text{ mol/L} \cdot 50,00 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}}$$

$$[\text{MgCl}_2]_{\text{final}} = 0,1 \text{ mol/L}$$



$$[\text{Cl}^-] = 2 \cdot 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,2 \text{ mol/L}$$

20. Alternativa b.

Concentração da solução 44% em massa:

$$d = \frac{m}{v} \Rightarrow 1,5 = \frac{m}{1000} \Rightarrow m = 1500 \text{ g de solução}$$

$$\begin{array}{rcl} 1500 \text{ g de solução} & \longrightarrow & 100\% \\ x & \longrightarrow & 44\% \end{array}$$

$$x = 660 \text{ g/L}$$

Analogamente, a concentração da solução 12% em massa será igual a 132 g/L; então:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$660 \cdot X = 132 \cdot 80$$

$$X = 16 \text{ L}$$

$$X + Y = 80$$

$$16 + Y = 80$$

$$Y = 64 \text{ L}$$

21. Alternativa d.

Diferença entre dose fatal e intoxicação:

$$0,0070 \text{ g/mL} - 0,0030 \text{ g/mL} = 0,0040 \text{ g/mL de sangue.}$$

Massa de $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_4$ no organismo:

• Volume de etanol:

$$\begin{aligned} d &= \frac{m}{v} \Rightarrow v = \frac{m}{d} = \frac{24 \text{ g}}{0,80 \text{ g/mL}} = \\ &= 30 \text{ mL de etanol.} \end{aligned}$$

• Volume do uísque:

$$\begin{cases} 30 \text{ mL} \longrightarrow 40\% (\text{etanol}) \\ x \longrightarrow 100\% (\text{etanol}) \end{cases}$$
$$x = 75 \text{ mL de uísque}$$

Capítulo 4 Mistura de soluções

Objetivos do capítulo

- Reconhecer misturas existentes no dia a dia;
- conhecer as relações de massa, volume e quantidade de matéria em mol de um sistema antes e após a mistura;
- reconhecer a titulação como uma técnica que pode ser utilizada para estudar quantitativamente as reações de neutralização;
- diferenciar soluções, suspensões e coloides.

Sugestões de abordagem

Para ilustrar uma mistura de soluções sem a ocorrência de reações químicas, preparar duas soluções aquosas de CuSO_4 , uma bem concentrada e outra bem diluída, e misturar amostras das duas soluções. Comparando a cor da solução obtida com as das soluções iniciais, levar o aluno a perceber que essa mistura deve apresentar concentração intermediária. Se forem conhecidas as concentrações das soluções iniciais,

utilizar esses valores para calcular a concentração da mistura sem usar fórmulas, mostrando-as a seguir.

No caso da mistura entre um ácido e um bicarbonato, há reação, além de ser possível visualizar o término dela, uma vez que cessa a liberação de CO_2 (g). Preparar previamente uma solução aquosa de NaHCO_3 com molaridade igual à metade da molaridade do $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$ do vinagre ($\cong 1,0 \text{ mol/L}$) e fazer em sala a titulação. Conhecendo-se a molaridade do vinagre e o volume gasto na reação, é possível determinar o número de mol de NaHCO_3 consumido de sua solução e, ainda, a molaridade do acetato de sódio presente na solução final. Após apresentar o raciocínio envolvido, pode-se aplicá-lo em outros exemplos, podendo incluir o uso de indicadores.

Para apresentar as soluções, suspensões e colóides, sugerimos a realização de um experimento em sala de aula, que está detalhado na seção Algo a mais deste volume.

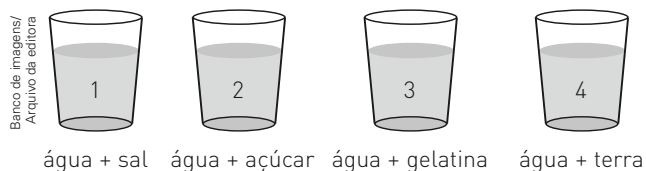
Algo a mais

Material

- 4 copos ou béqueres
- 1 colher de sal
- 1 colher de açúcar
- 1 colher de gelatina
- 1 colher de terra
- água
- 4 papéis de filtro

Procedimento

A cada copo contendo água, adicione, separadamente, sal, açúcar, gelatina e terra, como mostra a figura a seguir.



Em seguida, agite os sistemas e filtre cada um deles.

Sistemas	Aspecto visual	
	Macroscópico	Microscópico
1	homogêneo	homogêneo
2	homogêneo	homogêneo
3	homogêneo	heterogêneo
4	heterogêneo	heterogêneo

Em seguida, discuta as características dos quatro sistemas:

- quanto ao aspecto visual;
- quanto ao comportamento na filtração:
 - em 1, 2 e 3: não ocorre separação;
 - em 4: ocorre separação de componentes;
- quanto à deposição por decantação:
 - 1, 2 e 3: não sedimentam;
 - 4: sedimenta.

Por meio dessas observações, classificar os diferentes tipos de dispersão.

2. Sangue e urina

A leitura a seguir permite relacionar Química e Biologia ao discutirmos a composição e as funções do sangue e da urina.

É possível também lembrarmos algumas técnicas de separação de misturas retomando o conceito de densidade.

Havendo tempo, sugerimos uma discussão com os estudantes sobre a importância da doação de sangue, fazendo um paralelo com os cuidados que um laboratório deve ter na análise sanguínea para evitar contaminações.

Seria interessante utilizar as tabelas com os estudantes para a interpretação de dados e unidades.

Sangue

O sangue é um tecido biológico encontrado no corpo humano, responsável por 8% de sua massa, em média. Nas mulheres são encontrados entre 4 e 5 litros desse líquido, enquanto nos homens, de 5 a 6 litros.

Tecido biológico é um conjunto de células especializadas que apresentam funções definidas.

A cor característica desse tecido (vermelha) provém da hemoglobina, pigmento presente nas hemácias ou eritrócitos, células que constituem a chamada série vermelha.

As principais funções do sangue são:

- Transportar substâncias: gases da respiração (O_2 e CO_2), nutrientes necessários para a manutenção da atividade celular, algumas proteínas, como a insulina e o glucagon (hormônios), e substâncias tóxicas geradas pelo metabolismo celular, como a ureia e a amônia.
- Regular a temperatura corporal: o fluxo sanguíneo pode ser alterado de forma a possibilitar perda ou retenção de calor.

- Proteger contra doenças: o sangue possui um grupo de células especializadas (glóbulos brancos) e proteínas (anticorpos) capazes de combater alguns organismos ou substâncias estranhas ao organismo humano.
- Proteger contra a perda excessiva de volume sanguíneo: algumas proteínas e fragmentos de células (plaquetas) são responsáveis pela coagulação, cuja função é evitar a perda de volume sanguíneo. O sangue é formado por duas porções, que podem ser separadas por centrifugação:
 - plasma (líquido amarelado): equivale a 55% do volume sanguíneo e é constituído por água, sais minerais e algumas proteínas;
 - elementos figurados: equivalem a 45% do volume sanguíneo e são formados por células e alguns fragmentos celulares.

Bombeado pelo coração, o sangue circula por todo o corpo no interior de canais (artérias, veias e capilares). Sendo assim, podemos dizer que o sistema sanguíneo está intimamente relacionado com todos os tecidos, pois é por meio dele que as células recebem e eliminam substâncias.

Como o sangue está relacionado com substâncias que saem ou entram nas células, monitorar sua composição (substâncias no plasma e composição celular) pode auxiliar os médicos no diagnóstico de doenças.

O quadro a seguir apresenta as funções e as principais características dos elementos figurados:

Elementos figurados do sangue	Função	Principais características
hemácias ou eritrócitos (células vermelhas)	transporte de gases, principalmente O_2	disco bicôncavo, sem núcleo, cheio de hemoglobina; é o componente responsável pela cor característica do sangue
glóbulos brancos ou leucócitos	defesa do nosso corpo contra organismos e substâncias estranhas	presença de núcleo e grânulos
plaquetas	coagulação do sangue	forma irregular (fragmento de célula) e sem núcleo

Urina

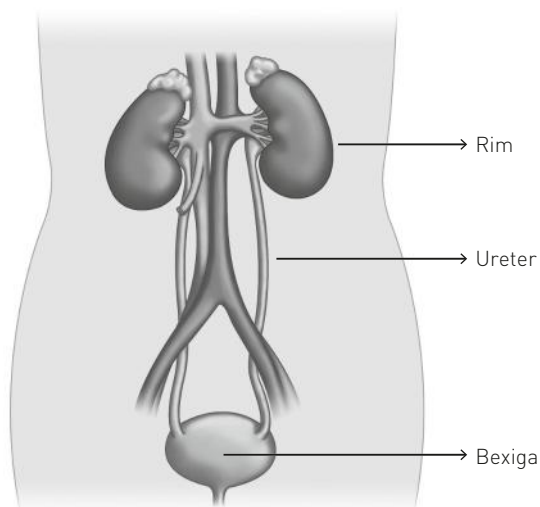
O sistema urinário, composto de um par de rins e pelas vias uriníferas (ureteres, bexiga e uretra), é o responsável pela maior parte da excreção de substâncias do nosso corpo.

A urina é formada através da filtração do sangue pelos rins. Nesse líquido, de cor amarelada, encontramos resíduos do metabolismo de proteínas (compostos nitrogenados) e outras substâncias em excesso ou indesejáveis para o nosso organismo.

As principais substâncias e suas quantidades encontradas na urina humana são:

Substâncias	Quantidade diária excretada pela urina
água	1 a 2 L
cloreto (Cl^-)	6,3 g
sódio (Na^+)	4 g
bicarbonato (HCO_3^-)	0,03 g
glicose	0
ureia	30 g
potássio (K^+)	2 g
ácido úrico	0,8 g
creatinina	1,6 g

Em situações especiais, como gravidez ou algumas doenças, podemos encontrar outras substâncias na urina, como proteínas, células sanguíneas, hormônios e altos níveis de glicose.



Esquema do sistema urinário (ilustração fora de escala).

Atividades

- O hemograma a seguir (exame dos elementos figurados do sangue) é de uma mulher de 22 anos. Analise-o para responder aos itens a seguir.
 - Ao comparar os valores encontrados com os valores de referência, podemos identificar alterações? Se a resposta for positiva, indique quais.
 - Com base nas informações fornecidas pelo texto e em uma pesquisa, elabore uma interpretação para essas alterações.

Elementos figurados	Valores encontrados	Valores de referência
Eritrócitos	4,34 milhões/mm ³	3,8 a 5,5 milhões/mm ³
Hemoglobina	13,3 g/dL	11,5 a 16,0 g/dL
Hematócrito	39,2%	35 a 48%
VCM	90 fL	82 a 96 fL
HCM	31 pg	28 a 32 pg
CHCM	34 g/dL	32 a 36 g/dL
Morf. dos Eritrócitos	Normal	Normal
Leucócitos	7,7 mil/mm ³	4,0 a 10,5 mil/mm ³
Neutrófilos	72%	60 a 70%
Bastonetes	0,1%	0 a 5%
Segmentados	71%	58 a 65%
Linfócitos	25%	20 a 35%
Monócitos	2%	2 a 6%
Eosinófilos	1%	1 a 4%
Basófilos	0%	0 a 1%
Plaquetas	232 mil/mm ³	130 a 400 mil/mm ³

- Se a pessoa estivesse anêmica, qual tipo de células deveria apresentar um valor alterado? Cite alguns fatores que podem ser causa de anemias.
- O sangue é um sistema coloidal, pois em sua composição existem células e proteínas. Porém, podemos calcular a concentração de seus componentes como nas soluções. Sendo assim, de acordo com os dados oferecidos na questão anterior, e supondo que a mulher tenha 4 L de sangue, qual número de hemácias ela possui?

Respostas

- Sim. As alterações são: neutrófilos (2% acima) e segmentados (6% acima).
 - O quadro sobre os elementos figurados informa que as células da série branca (glóbulos brancos ou leucócitos) são responsáveis pela defesa do corpo contra organismos e substâncias estranhas. As alterações apontadas no exame anterior podem ser indícios de um processo inflamatório ou infeccioso.
- Anemia é o nome genérico de uma série de condições caracterizadas pela deficiência na concentração da hemoglobina ou na produção das hemácias (eritrócitos ou glóbulos vermelhos). Portanto, apresentariam valor alterado os eritrócitos e a hemoglobina. Possíveis causas: perda de sangue, doenças hereditárias ou deficiência nutricional.
- $$V = 4 \text{ L} = 4000 \text{ cm}^3 = 4 \cdot 10^6 \text{ mm}^3$$

$$\begin{array}{rcl} 4,34 \text{ milhões} & \text{———} & 1 \text{ mm}^3 \\ x & \text{———} & 4 \cdot 10^6 \text{ mm}^3 \end{array}$$

$$x = 17,36 \cdot 10^6 \text{ milhões de hemácias}$$

$$x = 1,736 \cdot 10^{13} \text{ hemácias}$$

Fundamentando seus conhecimentos (p. 82)

1. Suco II.

$$\begin{array}{rcl} \text{I. } 8 \text{ g} & \text{———} & 200 \text{ mL} \\ x & \text{———} & 1 \text{ mL} \\ x & = & 0,04 \text{ g/mL} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} \text{II. } 16 \text{ g de açúcar} & \text{———} & 300 \text{ mL} \\ x & \text{———} & 1 \text{ mL} \\ x & = & 0,053 \text{ g/mL} \end{array}$$

2. 53 g/L

$$\begin{array}{rcl} \text{I. } 0,04 \text{ g} & \text{———} & 1 \text{ mL} \\ x & \text{———} & 1000 \text{ mL} \\ x & = & 40 \text{ g/L} \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl} \text{II. } 0,053 \text{ g} & \text{———} & 1 \text{ mL} \\ x & \text{———} & 1000 \text{ mL} \\ x & = & 53 \text{ g/L} \end{array}$$

3. 48 g/L

$$C = \frac{m_1 + m_2}{V_1 + V_2} = \frac{24}{0,5} = 48 \text{ g/L}$$

4. a) 20 g/L de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

b) 25 g/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

c) 4 g/L de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ e 20 g/L de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

5. Alternativa e.

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C \cdot V$$

$$(5 \cdot 200) + (4 \cdot 300) = C \cdot 500$$

$$C = 4,4 \text{ g/L}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 83)

1. 96 g/L.

$$\begin{array}{l} \text{I. } 60 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ L} \\ \quad x \longrightarrow 0,2 \text{ L} \\ x = 12 \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{II. } 120 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ L} \\ \quad x \longrightarrow 0,3 \text{ L} \\ x = 36 \text{ g} \end{array}$$

$$V_T = 500 \text{ mL}$$

$$C_1 = \frac{m_1}{V} = \frac{48}{0,5} = 96 \text{ g/L}$$

2. 0,05 L.

$$\text{Solução I: } V_1 = x$$

$$\text{Solução final: } V_f = 200 + x$$

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_f \cdot V_f$$

$$200 \cdot x + 100 \cdot 200 = 120 \cdot (200 + x)$$

$$80 \cdot x = 4000$$

$$x = 50 \text{ mL} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,05 \text{ L}$$

3. 3,00 g/L

A:

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_A \cdot V_A$$

$$24 \cdot 200 + 2,08 \cdot 1300 = C_A \cdot 1500$$

$$C_A = 5 \text{ g/L}$$

$$5 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ L}$$

$$m_1 \longrightarrow 1,5 \text{ L}$$

$$C_f = \frac{m_f}{V_f} = \frac{7,5}{2,5} = 3 \text{ g/L}$$

4. 0,4 litro.

$$1,5 \cdot V_1 + 1 \cdot 0,6 = 1,2 \cdot (0,6 + V_1) \Rightarrow V_1 = 0,4 \text{ L}$$

5. Alternativa d.

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C \cdot V$$

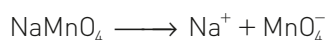
$$(2 \cdot 20) + (4 \cdot 80) = C_f \cdot 1000$$

$$C_f = 0,36 \text{ mol/L}$$

6. Alternativa c.

As massas de NaCl e de sacarose necessárias para preparar 0,5 L de solução correspondem à metade da massa necessária para preparar 1 L de solução (concentração em g/L).

7. Alternativa a.



$$50 \text{ mL}$$

$$0,2 \text{ M}$$

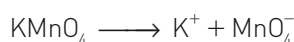
$$n = [\] \cdot V$$

$$n = 0,2 \cdot 0,050 = 0,01 \text{ mol}$$

Assim:

$$\text{Na}^+ = 0,01 \text{ mol}$$

$$\text{MnO}_4^- = 0,01 \text{ mol}$$



$$50 \text{ mL}$$

$$0,1 \text{ M}$$

$$n = [\] \cdot V$$

$$n = 0,1 \cdot 0,050 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{K}^+ = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{MnO}_4^- = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n^\circ \text{ de mols de } \text{MnO}_4^- = 0,01 + 5 \cdot 10^{-3} = 15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\eta = \frac{15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{250 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,06 \text{ mol/L}$$

8. Alternativa c.

Para cada 1 mol de BaCl_2 temos 2 mol de íons cloreto, e pra cada 1 mol de KCl temos 1 mol de íons cloreto; então:

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C \cdot V$$

$$(0,6 \cdot 250) + (0,4 \cdot 750) = C \cdot 1000$$

$$C_f = 0,45 \text{ mol/L}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 84)

1. Alternativa b.

$$\begin{array}{lcl} 2,0 \text{ L de NaOH} & & 1,0 \text{ L} \text{ — } 40 \text{ g de NaOH} \\ 40 \text{ g/L} & \Rightarrow & 2,0 \text{ L} \text{ — } x \\ & & x = 80 \text{ g de NaOH} \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} 3,0 \text{ L de KOH} & & 1,0 \text{ L} \text{ — } 60 \text{ g de KOH} \\ 60 \text{ g/L} & \Rightarrow & 3,0 \text{ L} \text{ — } x \\ & & x = 180 \text{ g de KOH} \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} 80 \text{ g de NaOH} & \swarrow & \left\{ n = \frac{80 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol de NaOH} \Rightarrow \frac{2 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L de NaOH} \right. \\ 180 \text{ g de KOH} & \searrow & \left\{ n = \frac{180 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 3,2 \text{ mol de KOH} \Rightarrow \frac{3,2 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}} = 0,64 \text{ mol/L} \right. \\ 5,0 \text{ L} & & \end{array}$$

2. Alternativa d.

$$\begin{array}{lcl} 0,06 \text{ L} = 60 \text{ mL de HCl} & & 1,0 \text{ L} \text{ — } 2,0 \text{ mol de HCl} \\ 2 \text{ mol/L} & \Rightarrow & 0,06 \text{ L} \text{ — } x \\ & & x = 0,12 \text{ mol de HCl} \end{array}$$

$$\begin{array}{lcl} 0,04 \text{ L} = 40 \text{ mL de HCl} & & 1,0 \text{ L} \text{ — } 4,5 \text{ mol de HCl} \\ 4,5 \text{ mol/L} & \Rightarrow & 0,04 \text{ L} \text{ — } x \\ & & x = 0,18 \text{ mol de HCl} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 0,1 \text{ L} = 100 \text{ mL} \\ 0,12 \text{ mol de HCl} \\ 0,18 \text{ mol de HCl} \end{array} \left\{ \frac{0,30 \text{ mol}}{0,10 \text{ L}} = 3 \text{ mol/L} \right.$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de HCl} & \text{—} & 35,5 \text{ g} \\ 3 \text{ mol de HCl} & \text{—} & x \\ x = 109,5 \text{ g.} \end{array}$$

3. a) Teremos:

$$\begin{array}{lcl} 1000 \text{ mL da solução A} & \text{—} & 1,2 \text{ mol do soluto} \\ 200 \text{ mL da solução A} & \text{—} & n \text{ mol do soluto} \\ n = 0,24 \text{ mol do soluto.} \end{array}$$

b) Teremos:

$$\begin{array}{l} n_{\text{(final)}} = n_A + n_B \\ C_{\text{(final)}} \cdot V_{\text{(final)}} = C_A \cdot V_A + C_B \cdot V_B \\ C_{\text{(final)}} \cdot 400 = 1,2 \cdot 100 + 1,8 \cdot 300 \\ C_{\text{(final)}} = 1,65 \text{ mol/L.} \end{array}$$

4. Alternativa a.

$$\begin{array}{l} C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C \cdot V \\ (0,25 \cdot 600) + (1,5 \cdot V_2) = 1,2 \cdot (600 + V_2) \\ V_2 = 1900 \text{ mL} \end{array}$$

$$5. \begin{array}{l} 58,5 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ L} \\ x \text{ ————— } 0,05 \text{ L} \\ x = 2,925 \text{ g de NaCl} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 30 \text{ g de NaCl} \text{ ————— } 1 \text{ L} \\ x \text{ ————— } 0,3 \text{ L} \\ x = 9 \text{ g de NaCl} \end{array}$$

$$2,925 \text{ g} + 9 \text{ g} = 11,925 \text{ g/L}$$

6. Alternativa b.

$$M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$C_{\text{NaCl}} = 2,92 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$V_I = 0,03 \text{ m}^3 = 30 \text{ L}$$

$$C_{\text{NaCl}} = [\text{NaCl}]_I \cdot M_{\text{NaCl}}$$

$$2,92 \frac{\text{g}}{\text{L}} = [\text{NaCl}]_I \cdot 58,5 \text{ g/mol}$$

$$[\text{NaCl}]_I = 0,0499145 \text{ mol/L} \approx 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaCl}]_{II} = 0,7 \text{ mol/L}$$

$$V_{II} = 6 \text{ dm}^3 = 6 \text{ L}$$

$$V_I + V_{II} = V_{III}$$

$$V_{III} = 30 + 6 = 36 \text{ L}$$

$$[\text{NaCl}]_I \cdot V_I + [\text{NaCl}]_{II} \cdot V_{II} = [\text{NaCl}]_{III} \cdot V_{III}$$

$$0,05 \cdot 30 + 0,7 \cdot 6 = [\text{NaCl}]_{III} \cdot 36$$

$$[\text{NaCl}]_{III} = 0,15833 \text{ mol/L} \approx 0,15 \text{ mol/L}$$

$$C_{\text{NaCl}} = [\text{NaCl}]_{III} \cdot M_{\text{NaCl}} \approx 0,15 \text{ mol/L} \cdot 58,5 \text{ g/mol} \approx 8,8 \text{ g/L}$$

7. Alternativa c.

$$\text{KCl} \begin{cases} 4,0 \text{ mol/L} \\ 150 \text{ mL} = 0,15 \text{ L} \end{cases}$$

$$1 \text{ L} \text{ ————— } 4 \text{ mol de KCl}$$

$$0,15 \text{ ————— } x$$

$$x = 0,6 \text{ mol de KCl} = 0,6 \text{ mol de K}^+ + 0,6 \text{ mol de Cl}^-$$

$$\text{K}_2\text{SO}_4 \begin{cases} 3,0 \text{ mol/L} \\ 350 \text{ mL} = 0,35 \text{ L} \end{cases}$$

$$1 \text{ L} \text{ ————— } 3 \text{ mol de K}_2\text{SO}_4$$

$$0,35 \text{ ————— } x$$

$$x = 1,05 \text{ mol de K}_2\text{SO}_4$$

$$1 \text{ mol de K}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 2 \text{ mol de K}^+$$

$$1,05 \text{ mol de K}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } x$$

$$x = 2,1 \text{ mol de K}^+$$

$$\text{K}^+ = 0,06 \text{ mol} + 2,1 \text{ mol} = 2,7 \text{ mol}$$

$$\frac{2,7 \text{ mol de K}^+}{0,5 \text{ L}} = 5,4 \text{ mol/L de K}^+$$

$$\frac{1,05 \text{ mol de SO}_4^{2-}}{0,5 \text{ L}} = 2,1 \text{ mol/L de SO}_4^{2-}$$

8. Alternativa e.

$$100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$\text{KCl } 0,1 \text{ mol/L} \Rightarrow 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} =$$

$$= \underbrace{0,01 \text{ mol de KCl}}_{\substack{0,01 \text{ mol de K}^+ \\ 0,01 \text{ mol de Cl}^-}}$$

$$\text{MgCl}_2 \text{ } 0,1 \text{ mol/L} \Rightarrow 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} =$$

$$= \underbrace{0,01 \text{ mol de MgCl}_2}_{\substack{0,01 \text{ mol de Mg}^{2+} \\ 0,01 \text{ mol de Cl}^-}}$$

$$\text{Concentração em mol/L: } \frac{\overbrace{0,01 \text{ mol}}^{\text{K}^+}}{0,2 \text{ L}} +$$

$$+ \frac{\overbrace{0,01 \text{ mol}}^{\text{Mg}^{2+}}}{0,2 \text{ L}} + \frac{\overbrace{0,03 \text{ mol}}^{\text{Cl}^-}}{0,2 \text{ L}}$$

9. Alternativa a.

Mistura de II e III.

$$\text{II} = m_i = 6 \text{ g} \quad V = 300 \text{ mL}$$

$$\text{III} = m_i = \frac{12 \text{ g}}{18 \text{ g}} \quad \frac{V = 200 \text{ mL}}{V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}}$$

$$C = \frac{18 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} = 36 \text{ g/L}$$

$$C_i = \frac{m_i}{V} = \frac{4 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = 40 \text{ g/L}$$

10. Alternativa a.

$$\text{Densidade da esfera } d = \frac{m}{V} = \frac{0,3 \text{ g}}{0,5 \text{ mL}} =$$

$$= 0,6 \text{ g/mL}$$

Densidade da solução final = medida ponderada das densidades

$$d_f = \frac{1,10 \text{ g/L} \cdot 50\% + 1,02 \text{ g/mL} \cdot 50\%}{100\%} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow d_f = 1,06 \text{ g/mL}$$

Como a densidade da esfera é menor, ela flutua (posição 1).

11. 40 mL da solução 1,5% e 60 mL da solução 0,5%.
A mistura final possui a quantidade de soluto correspondente à soma das quantidades de soluto das duas soluções. O volume final corresponde à soma dos volumes das soluções, 100 mL.

$$(\% A) \cdot V_A + (\% B) \cdot V_B = (\%) \cdot V$$

$$V_A + V_B = V = 100 \text{ mL}$$

$$(\% A) \cdot V_A + (\% B) \cdot V_B = (\%) \cdot (V_A + V_B)$$

$$V_A = 100 \text{ mL} - V_B$$

$$[1,5 \cdot (100 - V_B)] + (0,5 \cdot V_B) = 0,9 \cdot (100 - V_B + V_B)$$

$$150 - 1,5 \cdot V_B + 0,5 \cdot V_B = 90$$

$$-1 V_B = -60 \text{ mL}$$

$$V_B = 60 \text{ mL}$$

$$V_A = 100 \text{ mL} - V_B$$

$$V_A = 40 \text{ mL}$$

12. Alternativa d.

A mistura final possui a quantidade de soluto correspondente à soma das quantidades de soluto das duas soluções.

$$1^{\text{a}} \text{ solução: } m = \frac{n_1}{V} \Rightarrow n_1 = m \cdot V =$$

$$= 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol de NaOH}$$

$$2^{\text{a}} \text{ solução: } \tau = \frac{m_1}{m} \Rightarrow m_1 = \tau \cdot m =$$

$$= 0,4 \cdot 25 \text{ g} = 10 \text{ g de NaOH}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{10 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol de NaOH}$$

$$\text{Volume da } 1^{\text{a}} \text{ solução} = 100 \text{ mL}$$

$$\text{Volume da } 2^{\text{a}} \text{ solução: } \frac{25 \text{ g}}{1,25 \text{ g/mL}} = 20 \text{ mL}$$

$$\text{Volume da água destilada: } V_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\text{Na solução final: } V = (0,1 + 0,02 + V_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$V = \frac{(0,05 + 0,25) \text{ mol}}{0,25 \text{ mol/L}} \Rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = 1,2 \text{ L} - 0,12 \text{ L} = 1,08 \text{ L de água destilada}$$

13. Alternativa a.

Porcentagem em massa/volume: p% (m/v) equivale a porcentagem de soluto por 100 mL de solução.

$$\left. \begin{array}{l} \% (m/v)_x = 49\% \\ \frac{m_x}{V_x} = 0,49 \end{array} \right\} m_x = 0,49V_x \text{ (I)}$$

$$\left. \begin{array}{l} \% (m/v)_y = 8\% \\ \frac{m_y}{V_y} = 0,08 \end{array} \right\} m_y = 0,08V_y \text{ (II)}$$

$$\left. \begin{array}{l} \% (m/v)_{\text{Terceira solução}} = 20\% \\ \frac{m_x + m_y}{V_x + V_y} = 0,20 \end{array} \right\} m_x + m_y = 0,20(V_x + V_y) \text{ (III)}$$

Substituindo I e II em III, vem:

$$0,49V_x + 0,08V_y = 0,20 \cdot (V_x + V_y)$$

$$0,49V_x + 0,08V_y = 0,20V_x + 0,20V_y$$

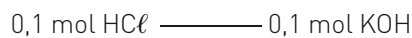
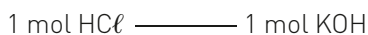
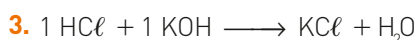
$$0,29V_x = 0,12V_y$$

$$\frac{V_x}{V_y} = \frac{0,12}{0,29} = \frac{12}{29}$$

Fundamentando seus conhecimentos (p. 90)

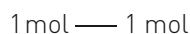
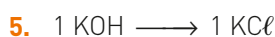
1. $n_{\text{HCl}} = 0,1 \text{ mol}$

2. $n_{\text{KOH}} = 0,1 \text{ mol}$



Não há excesso de reagente

4. Solução neutra.



6. $\frac{0,1 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} \text{ KCl} = 0,05 \text{ mol/L de KCl}$

7. $n_{\text{HBr}} = 0,1 \text{ mol}$

8. $n_{\text{NaOH}} = 0,06 \text{ mol}$
9. $\text{HBr} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
 $1 \text{ mol de HBr} \longrightarrow 1 \text{ mol de NaOH}$
 $0,1 \text{ mol de HBr} \longrightarrow 0,06 \text{ mol de NaOH}$
 Excesso de $0,04 \text{ mol de HBr}$
10. Solução é ácida devido ao excesso de HBr.
11. $1 \text{ NaOH} \longrightarrow 1 \text{ NaBr} \quad \frac{0,06 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,12 \text{ mol/L}$
 $1 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$
 $0,06 \text{ mol} \longrightarrow x$
 $x = 0,06 \text{ mol}$
12. Excesso de HBr
 $\frac{0,04 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,08 \text{ mol/L}$
13. A solução será neutra.
14. $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0 \text{ mol}$
15. $\frac{0 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0 \text{ mol/L de H}_2\text{SO}_4$
16. $2 \text{ NaOH} \longrightarrow 1 \text{ Na}_2\text{SO}_4$
 $2 \text{ mol} \longrightarrow 1 \text{ mol}$
 $0,1 \text{ mol} \longrightarrow x$
 $x = 0,05 \text{ mol}$
 $\frac{0,05 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L de Na}_2\text{SO}_4$
17. $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ KOH} \longrightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3 \text{ H}_2\text{O}$
18. $n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,2 \text{ mol}$
19. $n_{\text{KOH}} = 0,6 \text{ mol}$
20. $0,2 \text{ mol de K}_3\text{PO}_4$
21. $\frac{0,2 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}} = 0,03 \text{ mol/L de K}_3\text{PO}_4$
22. $\text{AgNO}_3 (\text{aq}) + \text{NaCl} (\text{aq}) \longrightarrow$
 $\longrightarrow \text{AgCl} (\text{s}) + \text{NaNO}_3 (\text{aq})$
23. Precipitado de $\text{AgCl} (\text{s}) = 0,1 \text{ mol}$
24. Sal solúvel, $\text{NaNO}_3 (\text{aq}) = 0,1 \text{ mol}$
25. Concentração do $\text{NaNO}_3 = 0,1 \text{ mol/L}$.
26. Início: $\text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$
 $1 \text{ mol} \longrightarrow 0,1 \text{ mol}$
 $\text{NO}_3^- = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L NO}_3^-$
 Final: $\text{NaNO}_3 \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$
 $0,1 \text{ mol} \longrightarrow 0,1 \text{ mol}$
 $\text{NO}_3^- = \frac{0,1 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L NO}_3^-$
 A concentração do NO_3^- no final é menor.

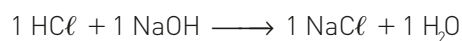
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 91)

1. Alternativa c.
- I. Incorreto. O funil de separação é utilizado para separar dois líquidos imiscíveis.
- II. Correto. O condensador é utilizado nos processos de destilação simples (para misturas homogêneas de sólidos e líquidos) e destilação fracionada (para misturas homogêneas de líquidos).
- III. Incorreto. A filtração não separa misturas homogêneas de sólidos e líquidos; o filtrado continuará azul.
- IV. Correto. A bureta é utilizada na titulação, operação realizada para determinar a concentração de soluções.

2. 75 mL

$$n_{\text{HCl}} = 0,30 \text{ mol/L} \cdot 25 \cdot 10^{-3} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl}$$

Para neutralizar $7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl}$ serão necessários no mínimo $7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaOH}$.



$$\text{Solução de NaOH} = 0,10 \text{ mol} \longrightarrow 1,0 \text{ L}$$

$$7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$x = 7,5 \cdot 10^{-3} = 75 \text{ mL}$$

3. 0,33 mol/L

$$n_{\text{HNO}_3} = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,4 \text{ L} = 0,04 \text{ mol de HNO}_3$$

(reagente limitante)

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,175 \text{ mol/L} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,035 \text{ mol Ca(OH)}_2$$

$$\begin{aligned}
 2 \text{ mol de HNO}_3 &\text{ — } 1 \text{ mol de Ca(NO}_3)_2 \\
 0,04 \text{ mol de HNO}_3 &\text{ — } x \\
 x = 0,02 \text{ mol de Ca(NO}_3)_2 \\
 \eta = \frac{n}{V} = \frac{0,02 \text{ mol}}{0,6 \text{ L}} = 0,33 \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

4. Alternativa c.

$$n_{\text{KOH}} = 1,0 \text{ mol/L} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,2 \text{ mol de KOH}$$

$$\begin{aligned}
 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ KOH} \\
 1 \text{ mol — } 0,2 \text{ mol} \\
 x = 0,1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{Solução de H}_2\text{SO}_4 &= 1 \text{ mol — } 1,0 \text{ L} \\
 &0,1 \text{ mol — } x \\
 x = 0,10 \text{ L de H}_2\text{SO}_4 &= 100 \text{ mL}
 \end{aligned}$$

5. a) Amarelo.

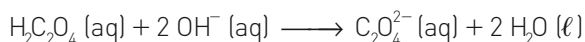
b) Verde.

6. Alternativa d.

Teremos:

$$\begin{aligned}
 (\text{H}_2\text{SO}_4; 0,5 \text{ mol/L}) \\
 0,5 \text{ mol — } 1000 \text{ mL} \\
 n_{\text{H}_2\text{SO}_4} &\text{ — } 20 \text{ mL} \\
 n_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 0,01 \text{ mol} \\
 V_{\text{solução de NaOH}} &= 30 \text{ mL} = 30 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\
 V_{\text{total}} &= 20 + 30 = 50 \text{ mL} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} \\
 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ NaOH} &\rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O} \\
 1 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol} \quad 1 \text{ mol} \\
 0,01 \text{ mol} \quad 0,02 \text{ mol} \quad 0,01 \text{ mol} \\
 [\text{NaOH}] &= \frac{0,02 \text{ mol}}{30 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,66 \text{ mol/L} \\
 [\text{Na}_2\text{SO}_4] &= \frac{0,01 \text{ mol}}{50 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,20 \text{ mol/L}
 \end{aligned}$$

7. Alternativa c.



$$\begin{aligned}
 \left\{ \begin{array}{l} 25 \text{ mL} \\ [] = ? \end{array} \right. &\left\{ \begin{array}{l} 25 \text{ mL} \\ 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ n = 0,020 \cdot 0,025 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \end{array} \right.
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 1 &\text{ — } 2 \\
 x &\text{ — } 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \\
 x &= 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{Concentração Molar} &= \frac{2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = \\
 &= 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}
 \end{aligned}$$

8. Alternativa b.

20 mL de solução 0,1 mol/L de AgNO₃:

$$1000 \text{ mL — } 0,1 \text{ mol de AgNO}_3$$

$$20 \text{ mL — } n_{\text{AgNO}_3}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = 0,002 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol — } 1 \text{ mol}$$

$$0,002 \text{ mol — } 0,002 \text{ mol}$$

$$\text{NaCl} = 58,5$$

$$0,002 \text{ mol de NaCl} = 0,002 \cdot 58,5 \text{ g} = 0,117 \text{ g}$$

9. Alternativa a.

Temos que:

1 mol de NaOH neutraliza 1 mol de H⁺; então:

$$\text{Solução A: } n_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 8 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 8 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{mol de NaOH} = n_{\text{H}^+}$$

$$8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}^+ \text{ — } 10 \text{ mL de solução diluída}$$

$$x \text{ — } 100 \text{ mL de solução diluída}$$

$$x = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}^+ \text{ na solução diluída.}$$

$$n_{\text{H}^+ \text{ solução diluída}} = n_{\text{H}^+ \text{ solução inicial}}$$

$$\eta = \frac{n}{V} = \frac{0,008 \text{ mol}}{0,01 \text{ L (volume da solução inicial)}} =$$

$$= 0,8 \text{ mol de H}^+ \text{ por litro}$$

Analogamente, teremos que a concentração da solução B será de 0,1 mol H⁺/L; portanto, a razão entre as concentrações de A e B será igual a 8.

10. Alternativa d.

$$n_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = n_{\text{ácido}}$$

$$1 \text{ mol de ácido — } 180 \text{ g}$$

$$2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de ácido — } x$$

$$x = 0,36 \text{ g de ácido, que corresponde a 36\% de 1 g (massa total do comprimido).}$$

11. Alternativa b.

A reação que ocorre entre um ácido e uma base é chamada de neutralização.

$$n_{\text{KOH}} = 0,02 \text{ mol/L} \cdot 0,035 \text{ L} = 7 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = n_{\text{ácido}}$$

$$1 \text{ mol de ácido — } 282,5 \text{ g}$$

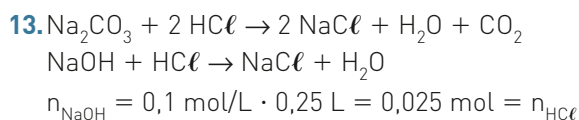
$$7 \cdot 10^{-4} \text{ mol de ácido — } x$$

$$x = 0,2 \text{ g de ácido que corresponde a 1\% de 20 g (massa inicial do azeite)}$$

$$12. n_{\text{NaOH}} = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = n_{\text{ácido}}$$

$$C_{\text{ácido}} = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,01 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L, está adequado à}$$

legislação brasileira.



$$n_{\text{HCl inicial}} - n_{\text{HCl excesso}} = n_{\text{HCl reagiu}}$$

$$(0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,8 \text{ L}) - 0,025 = 0,135 \text{ mol HCl reagiu-}$$

ram com a barrilha.

$$2 \text{ mol de HCl} \longrightarrow 106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$$

$$0,135 \text{ mol de HCl} \longrightarrow x$$

$$x = 7,155 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3, \text{ que corresponde a } 71,55\%$$

da massa total da barrilha (10 g)

Desafiando seus conhecimentos (p. 94)

1. Alternativa b.

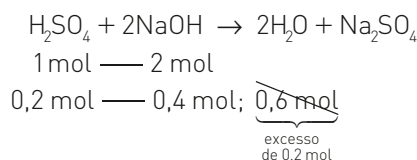
De acordo com o enunciado, 200 mL (0,2 L) de uma solução aquosa de ácido sulfúrico de concentração igual a $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ foram misturados a 300 mL (0,3 L) de uma solução aquosa de hidróxido de sódio de concentração igual a $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, então:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot V$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V'$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,3 \text{ L} = 0,6 \text{ mol}$$



$$V_{\text{total}} = 200 \text{ mL} + 300 \text{ mL} = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

$$[\text{NaOH}]_{\text{excesso}} = \frac{n}{V} = \frac{0,2}{0,5} = 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

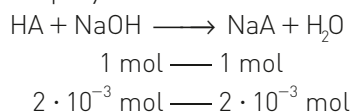
2. 20 mL.

Quantidade de ácido:

$$m = \frac{n_1}{V} \cdot n_1 = m \cdot V = 0,08 \text{ mol/L} \cdot 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} =$$

$$= 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HA}$$

Proporção entre as substâncias:

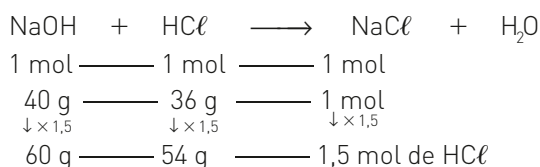


Volume da solução de NaOH:

$$m = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{m} = \frac{2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

20 mL de NaOH

3. 15 mol/L



Os reagentes estão na proporção estequiométrica

$$m_{\text{HCl}} = \frac{n_1}{V} = \frac{1,5 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 15 \text{ mol/L}$$

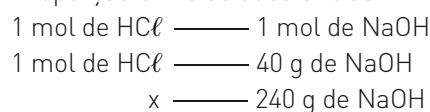
4. a) $\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

b) Quantidade de NaOH:

$$C = \frac{m_1}{V} \Rightarrow m_1 = C \cdot V = 120 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 2 \text{ L} =$$

$$= 240 \text{ g de NaOH}$$

Proporção entre as substâncias:



$$x = 6 \text{ mol de HCl}$$

$$m = \frac{n_1}{V} \Rightarrow V = \frac{n_1}{m} = \frac{6 \text{ mol}}{12 \text{ mol/L}} =$$

$$= 0,5 \text{ L de solução de HCl}$$

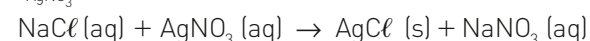
5. Alternativa e.

Têm-se 100 mL (0,1 L) de solução aquosa de cloreto de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ com 200 mL (0,2 L) de solução aquosa de nitrato de prata $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$n = [\text{concentração molar}] \cdot \text{volume}$$

$$n_{\text{NaCl}} = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ mol}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = 0,2 \cdot 0,2 = 0,04 \text{ mol}$$



$$0,01 \text{ mol} \quad 0,01 \text{ mol}$$

$$0,01 \text{ mol} \quad \underbrace{0,04 \text{ mol}}_{\substack{0,03 \text{ mol} \\ \text{em excesso}}}$$

$$V_{\text{final}} = 0,1 + 0,2 = 0,3 \text{ L}$$

$$[\text{AgNO}_3]_{\text{solução final}} = \frac{0,03}{0,3} = 0,1 \text{ mol/L}$$

6.a) 1 mol de NaCl — 58,5 g
 x — $147 \cdot 10^{-3}$ g
 $x = 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol de NaCl

$$n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{NaCl}} = 2n_{\text{Hg}^{2+}} \Rightarrow n_{\text{Hg}^{2+}} = \frac{0,0025}{2} \Rightarrow n_{\text{Hg}^{2+}} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$C_{\text{Hg}^{2+}} = \frac{0,00125 \text{ mol}}{0,028 \text{ L}} = 0,045 \text{ mol/L}$$

b) 1 L de solução — 0,045 mol de Hg^{2+}
 0,023 L de solução — x
 $x = 1,035 \cdot 10^{-3}$ mol de Hg^{2+}

$$n_{\text{Cl}^-} = 2n_{\text{Hg}^{2+}} \rightarrow 1,035 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{2} \rightarrow n_{\text{Cl}^-} = 2,07 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

1 mol Cl^- — 35,5 $\cdot 10^3$ mg
 $2,07 \cdot 10^{-3}$ mol — x
 $x = 73,5$ mg

$$C_{\text{Cl}^-} = \frac{73,5 \text{ mg}}{23 \text{ mL}} = 3,2 \text{ mg/mL}$$

7. Alternativa c.

1 mol de ácido acético — 60 g
 x — 3 g
 $x = 0,05$ mol de ácido acético/100 mL

$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$ (proporção estequiométrica de 1:1). Logo, será necessário 0,05 mol de NaOH para neutralizar o vinagre. A partir da solução de NaOH disponível, temos:

1 L — 0,5 mol de NaOH
 x — 0,05 mol de NaOH
 $x = 0,1$ L

8. Alternativa b.



$$\begin{cases} 0,050 \text{ M} & \{ 50 \text{ mL} \\ 10 \text{ mL} \\ n = 0,050 \cdot 10 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \end{cases}$$

Proporção estequiométrica: 1 : 1

$$n_{\text{Cl}^-} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Assim, teremos:

$$\text{Concentração molar } \text{Cl}^- = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{50 \cdot 10^{-3}} = 0,01 \text{ M}$$

9. Cálculo da massa de hipoclorito de sódio, em quilogramas, que deve ser adicionada à água dessa piscina para se alcançar a condição de funcionamento ideal:

$$V = 4 \cdot 10^7 \text{ L}$$

$$[\text{NaClO}] = 3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{NaClO}} = 74,5 \text{ g/mol}$$

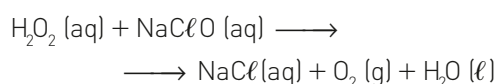
$$\begin{array}{l} 1 \text{ L} \text{ — } 3 \cdot 10^{-5} \cdot 74,5 \text{ g} \\ 4 \cdot 10^7 \text{ L} \text{ — } m_{\text{NaClO}} \end{array}$$

$$m_{\text{NaClO}} = 894 \cdot 10^{-5} \cdot 10^7 = 89,4 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$m_{\text{NaClO}} = 89,4 \text{ kg}$$

Cálculo do volume da solução de peróxido de hidrogênio responsável pelo consumo completo do hipoclorito de sódio:

$$M_{\text{H}_2\text{O}_2} = 34 \text{ g/mol}; M_{\text{NaClO}} = 74,5 \text{ g/mol}.$$



$$34 \text{ g} \text{ — } 74,5 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} \text{ — } 89,4 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = 40,8 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{m}{M} = \frac{40,8 \cdot 10^3}{34} = 1,2 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = 10 \text{ mol/L}$$

$$1 \text{ L} \text{ — } 10 \text{ mol}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}_2} \text{ — } 1,2 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}_2} = 1,2 \cdot 10^2 \text{ L (120 L)}$$

10.a) $d = \frac{m}{V} \Rightarrow 1,02 = \frac{m}{20} \Rightarrow m = 20,4$ g de vinagre

$$n_{\text{base}} = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,06 \text{ L} = 0,012 \text{ mol de NaOH}$$

$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}} = 0,012$ mol de ácido acético (proporção estequiométrica de 1 : 1)

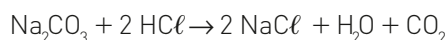
$$1 \text{ mol de ácido acético — } 60 \text{ g}$$

$$0,012 \text{ mol de ácido acético — } x$$

$x = 0,72$ g de ácido acético, que corresponde a 3,5% da massa total do vinagre (20,4 g).

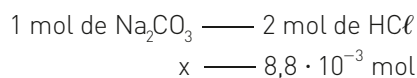
b) 1 L de solução — 0,1 mol de OH^-
 x — 0,012 mol de OH^-
 $x = 0,12$ L ou 120 mL

11. Alternativa c.

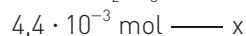
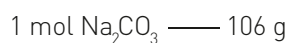


$$\begin{cases} 22 \text{ mL} \\ 0,4000 \text{ M} \\ n = 22 \cdot 10^{-3} \cdot 0,4000 \\ n = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{cases}$$

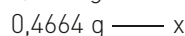
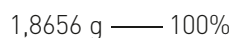
Para proporção estequiométrica dos reagentes, teremos:



$$x = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$x = 0,4664 \text{ g}$$

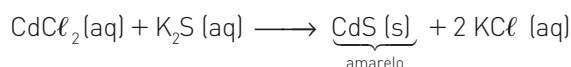


$$x = 25,00\%$$

12. a) $6,03 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Mg(OH)}_2$

b) 12,1 mL de solução de HCl

13. Alternativa c.



Equação iônica:



14. Alternativa a.

Quantidade de Cd^{2+} em solução:

$$m = \frac{n_1}{V} \cdot n_1$$

$$m \cdot V = 1,0 \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 10^{-1} \text{ L}$$

$$0,1 \text{ mol de Cd}^{2+}$$

Volume de solução de K_2S para reagir com todo o Cd^{2+} :

$$m = \frac{n_1}{V}$$

$$V = \frac{n_1}{m}$$

$$\frac{0,1 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol/L}}$$

$$0,2 \text{ L} = 200 \text{ mL de solução de K}_2\text{S}$$

Assim, adicionando 200 mL de solução K_2S , é formada a quantidade máxima de CdS, pois reage estequiometricamente com Cd^{2+} . Volumes

maiores de solução de K_2S deixarão esse reagente em excesso.

A adição de volumes iguais ou superiores a 200 mL da solução de sulfeto de potássio 0,05 mol/L não irá alterar a quantidade de precipitado (CdS) formado. Logo, ao analisarmos os gráficos apresentados na questão, concluímos que a única opção correta é a alternativa a, pois podemos ver um aumento na massa de precipitado formado até 200 mL, condizente com o aumento no volume de sulfeto de potássio adicionado. Além disso, após 200 mL, a massa de precipitado fica estável, já que esse é o volume que corresponde à maior quantidade de CdS possível de ser produzida nas condições do experimento.

15. 80% de pureza

Quantidade HCl:

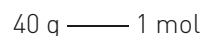
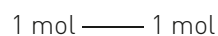
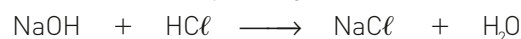
$$m = \frac{n_1}{V}$$

$$n_1 = m \cdot V$$

$$2 \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 40 \cdot 10^{-3}$$

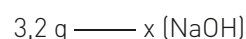
$$80 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl}$$

Massa de NaOH que reagiu:



$$m = 3,2 \text{ g de NaOH}$$

Grau de pureza:

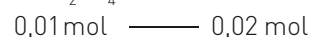
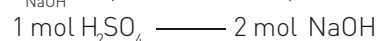


$$x = 80\%$$

16. Alternativa c.

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,5 \cdot 40 \cdot 10^{-3} = 0,02 \text{ mol}$$



$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,01 \text{ mol}$$

0,01 mol (0,01 · 98 g) de H_2SO_4 estão presentes em 10 mL de solução.

Cálculo da massa de H_2SO_4 para 100 mL de solução:

$$\begin{array}{l} 0,01 \text{ mol} \text{ — } 10 \text{ mL} \\ 0,01 \cdot 98 \text{ g} \text{ — } 10 \text{ mL} \\ m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{ — } 100 \text{ mL} \end{array}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 9,8 \text{ g}$$

$$m_{\text{total}} = 14,0 \text{ g}$$

$$14,0 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$9,8 \text{ g} \text{ — } p$$

$$p = 70\%$$

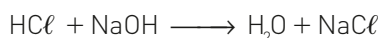
17. Alternativa b.

De acordo com o gráfico, em 60 s o volume corresponde a V. Então:

$$60 \text{ s} \text{ — } V_{\text{HCl}}$$

$$40 \text{ s} \text{ — } V_{\text{NaOH}}$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{40}{60} \cdot V_{\text{HCl}} = \frac{2}{3} \cdot V_{\text{HCl}}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

Sabendo-se que a concentração inicial da solução ácida é igual a $0,10 \text{ mol L}^{-1}$, vem:

$$\text{Concentração molar: } \frac{n}{V}$$

$$n = \text{concentração molar} \cdot V$$

$$n_{\text{HCl}} = [\text{HCl}] \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_{\text{NaOH}}$$

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$0,10 \text{ mol/L} \cdot V_{\text{HCl}} = [\text{NaOH}] \cdot \frac{2}{3} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$[\text{NaOH}] = 0,15 \text{ mol/L}^{-1}$$

18. Teremos:

$$[\text{Cl}_2] = 0,20 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaOH}] = 0,34 \text{ mol/L}$$

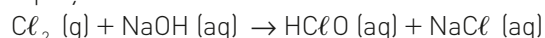
Em 1 L:

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,20 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,34 \text{ mol}$$

0,20 mol de Cl_2 consumidos totalmente

Equação A:



$$\begin{array}{ccc} 0,20 \text{ mol} & \underbrace{0,34 \text{ mol}}_{\substack{0,20 \text{ mol} \\ 0,34 \text{ mol} - 0,20 \text{ mol} \\ 0,14 \text{ mol excesso}}} & \underbrace{0,20 \text{ mol}}_{\text{formado}} \end{array}$$

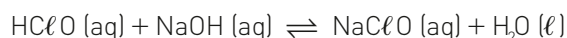
$$n_{\text{HClO} (\text{aq}) \text{ formado em A}} = 0,20 \text{ mol}$$

20% de $\text{HClO} (\text{aq})$ foram consumidos na equação B e restaram 80%

$$n_{\text{HClO} (\text{aq}) \text{ consumidos}} = 0,20 \cdot 0,20 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HClO} (\text{aq}) \text{ consumidos}} = 0,04 \text{ mol}$$

Equação B:



$$0,04 \text{ mol} \quad 0,04 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,04 \text{ mol (consumido)}$$

$$n_{\text{NaOH na solução final}} = [0,14 \text{ mol de excesso em}$$

$$\text{A} - 0,04 \text{ mol consumidos em B}] \text{ mol} = 0,10 \text{ mol}$$

Em 1 L:

$$[\text{NaOH}]_{(\text{no produto final})} = 0,10 \text{ mol/L}$$

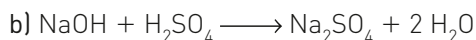
19. Alternativa e.

Conexão

Indústria (p. 98)

A titulação aplicada à saúde

1. a) Bureta.



c) Rósea/vermelha.

2. 9 g/L

$$n_{\text{AgNO}_3} = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,0155 \text{ L} = 1,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaCl}} = n_{\text{AgNO}_3} \text{ (proporção estequiométrica 1 : 1).}$$

$$1 \text{ mol de NaCl} \text{ — } 58,8 \text{ g}$$

$$1,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \text{ — } x$$

$$x = 0,09 \text{ g de NaCl}$$

$$C_{\text{NaCl}} = \frac{0,9 \text{ g}}{0,01 \text{ L}} = 9 \text{ g/L}$$

Complemento (p. 103)

Soluções, suspensões e coloides

1. Alternativa e.

A dispersão A é homogênea e não pode ser separada por filtração, logo é uma solução. A dispersão B tem partículas que não sedimentam com a ação da gravidade, logo trata-se de coloides; e a dispersão C pode ser separada por filtração e suas partículas sedimentam, caracterizando uma suspensão.

2. As soluções podem ser diferenciadas das suspensões através de filtrações ou decantações.

3. Partículas de soluções < coloides < partículas de suspensões.

4. Alternativa a.

Apenas iogurte e maionese são dispersões coloidais; azeite e refrigerante não apresentam partículas em suspensão.

5. Alternativa e.

Maionese é uma suspensão coloidal e uma mistura de sal e óleo é uma mistura heterogênea.

6. Alternativa c.

Água e álcool são substâncias polares, portanto se misturam formando uma solução, sistema homogêneo.

Atividade Experimental (p. 104)

I. Preparando coloides

Com este experimento pretendemos mostrar na prática o conceito de agente emulsificante e uma mistura estabilizada de dois líquidos imiscíveis exemplificando a formação de um coloide. É um experimento de fácil execução e com materiais presentes em nosso dia a dia.

1. a) Maionese.

b) Dispersante: óleo comestível; disperso: componentes do suco de limão ou do vinagre.

2. A gema atua como agente emulsificante.

3. óleo -----  ----- suco de limão ou vinagre

4. Emulsão.

5.

	Disperso	Dispersante
Emulsão	líquido	líquido
Aerossol	sólido ou líquido	gasoso
Espuma	gás	líquido ou sólido
Gel	sólido	líquido

II. Efeito Tyndall

Com este experimento queremos que o aluno reconheça soluções e suspensões por meio da dispersão da luz. Aqui vale também, para ilustrar o efeito, bater o apagador sujo de pó de giz próximo ao raio

luminoso para que os estudantes vejam o pó suspenso no ar. Deixe os alunos afastados para evitar que inalem esse pó.

1. É uma suspensão.
2. É uma solução.
3. Água + sal: homogêneo; água + farinha: heterogêneo.
4. Em suspensões.

Conexão

Biologia (p. 106)

Coloides e soluções no corpo humano

1. Tamanho.
2. a) Glicose.
 - b) A glicose atua como combustível para os processos energéticos dos organismos, dentre esses, podemos citar como principal, a respiração celular.
 - c) As moléculas do produto são menores que as moléculas do amido.
3. Pesquisa a ser realizada pelo aluno.

Unidade 2 – Propriedades coligativas

Esta unidade trata das propriedades coligativas das soluções. Sugerimos trabalhar com exemplos de soluções que o aluno encontra em seu dia a dia e compará-las.

Faça perguntas simples, como: se acrescentarmos sal à água que está fervendo, haverá momentaneamente redução ou anulação dessa fervura? Por quê?

Use o texto de abertura dessa unidade para instigar a curiosidade dos alunos e lembre-se de que os assuntos encontrados na unidade são de extrema importância para explicar alguns fenômenos que ocorrem ao nosso redor.

Os exemplos e as leituras utilizados nessa unidade abordam assuntos importantes que permitem ao professor propor aos alunos uma série de tarefas e pontos para discussão. Entre eles, citamos:

- o estudo de uma panela de pressão;
- o estudo de aditivos usados em radiadores de automóveis;
- a osmose na Biologia e na obtenção de água potável.

Esses itens permitem a realização de atividades conjuntas com as áreas de Física e Biologia.

Com o estudo das propriedades coligativas podemos também explorar habilidades de interpretação e análise de gráficos.

Objetivos da unidade

- Fazer relações sobre a constituição das soluções e suas temperaturas de fusão e ebulição;
- interpretar gráficos das propriedades coligativas;
- relacionar as propriedades coligativas com fenômenos do cotidiano.

Ideias iniciais

A sugestão é que o professor utilize a situação e questão apresentadas na abertura da unidade para iniciar uma discussão com os alunos em relação à seguinte pergunta: Qual é o processo pelo qual a água do mar pode se tornar potável?.

A ideia inicial é promover uma breve e organizada socialização das ideias dos alunos em relação à dessalinização da água do mar, colhendo as informações que os alunos têm sobre esse processo. Para mostrar que um naufrago não pode consumir diretamente a água dos oceanos, pode-se apresentar em sala trechos de alguns filmes que envolvam essa temática, como *Naufrago* ou *As aventuras de Pi*.

Sugestões de leitura

THIS, Hervé. *Um cientista na cozinha*. São Paulo: Ática, 1999.

WOLKE, L. Robert. *O que Einstein disse ao seu cozinheiro*. Rio de Janeiro: Zahar, 2002.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não

exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 6 jun. 2018.

- *Sabesp* — Site apresenta resumidamente alguns tipos de dessalinização existentes: <<http://site.sabesp.com.br/site/interna/Default.aspx?secaold=100>>.
- *Mundo estranho* — Site explica de maneira rápida e fácil como funciona a hemodiálise: <<http://mundoestranho.abril.com.br/materia/como-funciona-a-hemodialise>>.

Capítulo 5

Algumas propriedades físicas das substâncias

Objetivos do capítulo

- Relembrar algumas propriedades físicas das substâncias;
- associar o ponto triplo às variáveis pressão e temperatura;
- identificar o estado físico da substância em seu diagrama de fases;
- conceituar pressão máxima de vapor e relacioná-la com a concentração da solução;
- relacionar pressão máxima de vapor com a temperatura de ebulição da solução.

Sugestões de abordagem

Inicialmente, utilizando como exemplo a água, o professor poderá mostrar que seus estados físicos dependem das condições de pressão e temperatura. Em seguida, pode apresentar o diagrama de fases da H_2O .

Seria interessante mostrar a volatilidade de diferentes substâncias, como água, éter e álcool, e relacioná-la com suas temperaturas de ebulição. Isso pode ser feito facilmente: embeba três tiras de tecido ou papel-filtro com uma mesma quantidade de um dos três líquidos citados. Em seguida, peça a três alunos que agitem cada uma das tiras durante certo tempo. Assim, pode-se criar uma ordem de volatilidade e relacioná-la com a temperatura de ebulição.

Discuta a influência da pressão atmosférica na temperatura de ebulição das substâncias. Uma explicação sobre o funcionamento da panela de pressão pode tornar esse efeito mais evidente.

Outro experimento interessante consiste em aquecer diferentes amostras de água em frascos com

formatos diversos e, com o auxílio de termômetros, determinar que, para uma mesma substância, a pressão máxima de vapor não depende nem de sua quantidade nem do formato do frasco.

Finalmente, por meio da leitura de artigos sobre a meteorologia publicados em jornais, pode-se introduzir o conceito de umidade relativa do ar e seus efeitos sobre o organismo humano. Pode-se citar, por exemplo, o que ocorre em Brasília, onde se recomenda que sejam mantidos frascos abertos contendo água nos recintos de trabalho ou mesmo nas casas.

Algo a mais

Atividade experimental

Para demonstrar a variação da temperatura de fusão, a mudança de estado físico, em virtude da pressão, sugerimos que o professor apresente o experimento a seguir e peça aos alunos que expliquem o que aconteceu e que representem as mudanças ocorridas no gráfico de fases da água.

Encha um frasco descartável pequeno de refrigerante com água, feche-o e amarre em sua boca um fio de metal fino, formando uma argola. Apoie em uma mesa uma colher de sopa com uma pedra de gelo, fixando-a com o auxílio de livros pesados. Coloque o fio de metal sobre o gelo, de modo que a garrafa fique pendurada. Observe durante certo tempo o que acontece e tente explicar.

Uma variação desse experimento consiste em comprimir, um contra o outro, dois cubos de gelo, soltando-os, a seguir, sobre uma mesa. Nas faces onde houve compressão, ocorrerá a fusão e, por isso, os dois cubos se unem.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 110)

- I. F; II. G; III. E; IV. D; V. B; VI. A; VII. C.
- I. C; II. A; III. C; IV. F; V. E; VI. G; VII. H; VIII. B.
- I. sólido $\xrightarrow{\text{fusão}}$ líquido.
II. Com o aumento da pressão, causado pelo arame, o gelo funde. Após sua passagem, ele se solidifica.
III. Não, após a passagem do arame o gelo volta a se solidificar.
IV. Os patins (sua lâmina) geram uma grande pressão e fundem o gelo, deslizando, assim, sobre uma fina camada de água líquida.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 111)

- I. sólido; II. líquido; III. gasoso; IV. gasoso.
- B-A: sólido-gás; C-A: sólido-líquido; D-A: líquido-gás.
- Ponto triplo = 5,1 atm e $-56,6^\circ\text{C}$.
- Porque seu ponto triplo está acima de 1 atm.
- A temperatura dos *freezers* não é suficientemente baixa.
- A partir do texto apresentado inferimos que a água presente no cometa passa diretamente do estado sólido (gelo) para o estado gasoso (volatiliza-se); logo, a flecha c mostrada no diagrama representa a transformação indicada.
- Alternativa d.
A partir da análise dos gráficos é incorreto afirmar que o gás carbônico apresenta um ponto de fusão normal igual a $-78,5^\circ\text{C}$; este na verdade corresponde à temperatura em que ocorre a sublimação, passagem direta do estado sólido para o estado gasoso.
- A partir dos gráficos apresentados, temos:
I. E: estado sólido.
II. D: solidificação/fusão.
III. C: estado líquido.
IV. B: condensação/vaporização.
V. A.

Desafiando seus conhecimentos (p. 112)

- Alternativa c.
À pressão de 8 atm e -40°C , o CO_2 é líquido. No ponto A, há um equilíbrio sólido – gasoso. O ponto B pode ser chamado de ponto de fusão. O ponto C representa um sistema trifásico.
- Alternativas corretas: 01, 04, 08 e 32.
[01]. Correta.
[02]. Incorreta. Os valores de pressão e temperatura correspondentes à linha A – C – E representam equilíbrio entre sólido e líquido.
[04]. Correta.
[08]. Correta.
[16]. Incorreta. No ponto C do diagrama, estão em equilíbrio as fases sólida e líquida.
[32]. Correta.
- Alternativa c.
[I]. Incorreta. É possível encontrar CO_2 vapor abaixo de -56°C na pressão apropriada.
[II]. Correta.
[III]. Correta.
[IV]. Incorreta. A pressões suficientemente altas é possível encontrar água líquida em temperaturas inferiores a $0,01^\circ\text{C}$.
- a) Cidade A. A -5°C e a -35°C as águas em A e B. Por compressão (aumento de pressão) é mais fácil liquefazer a água na cidade A. Quanto maior a pressão, mais fácil a liquefação.

b) Menores temperaturas para as mudanças de estado. Na cidade B a água tem pontos de fusão e ebulição menores. Como a cidade B está a uma altitude maior, a pressão atmosférica

será menor; logo, teremos valores menores para fusão e ebulição.

5. a) 140 °C.

b) Aproximadamente 60 °C e 2 atm.

Conexão

Alimentação (p. 118)

Cozinhando alimentos

1. Alternativa d.

2. a) 100 °C

b) A água do recipiente que contém 10 mL ferverá primeiro.

3. Pesquisa a ser realizada pelo aluno.

4. Pesquisa a ser realizada pelo aluno.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 119)

1. Nos três recipientes.

2. Como os recipientes estão nas mesmas condições de pressão e temperatura, a pressão de vapor de acetona é a mesma nos três.

3. Substância III.

4. Substância I.

5. A. III; B. II; C. I.

6. Substância I.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 120)

1. Alternativa c.

Quanto maior a altitude, menor é a pressão atmosférica e menor é a temperatura de ebulição.

2. Quanto menor a pressão, mais facilmente a substância entra em ebulição.

3. a) 20 minutos.

b) Nível do mar: altitude 0; $P = 760 \text{ mmHg}$.
Gramado: altitude 800 m; $P = 680 \text{ mmHg}$ $\therefore$ 60 minutos.
c) 1300 m de altitude.

4. Alternativa a.

Quanto maior a pressão de vapor do local, mais o alimento recebe calor, portanto cozinha mais depressa.

5. Alternativas corretas: 01, 04, 16 e 32.

[01]. Correta. Numa altitude menor, a camada de

ar sobre o local é maior; logo, a pressão externa é maior e a temperatura de ebulição de água também.

[02]. Incorreta. A pressão de vapor em líquido depende da temperatura.

[04]. Correta. Devido às forças intermoleculares, o ponto de ebulição da água (que faz pontes de hidrogênio) é maior que o do H_2S .

[16]. Correta. Uma mistura de água com açúcar tem ponto de ebulição maior que água pura devido ao aumento do número de partículas de soluto.

[32]. Correta. O mar Morto, na Jordânia, localiza-se a uma altitude de -395 metros; assim, o ponto de ebulição da água neste local deve ser maior que 100 °C devido à grande concentração de íons na água e à maior pressão atmosférica.

6. Alternativa a.

Um aumento na temperatura provoca um aumento na pressão de vapor para todos esses líquidos. Observamos que na linha pontilhada vertical, à mesma temperatura, cada um dos líquidos apresenta uma pressão de vapor diferente. Assim, o líquido que volatiliza primeiro é a substância A e o que menos volatiliza é a substância D.

Observamos, de acordo com o gráfico, que, a 760 mmHg (linha pontilhada horizontal), para atingir uma mesma pressão de vapor a substân-

cia menos volátil (D) irá necessitar de uma temperatura maior que a mais volátil (A).

7. a) Éter = 35 °C (aproximadamente); etanol = 78 °C (aproximadamente).

b) Éter = gasoso; etanol = líquido.

8. I. 700 mmHg.

II. 115 °C.

III. A é mais volátil, pois apresenta interações intermoleculares mais fracas.

Desafiando seus conhecimentos (p. 122)

1. Alternativa d.

Os cães conseguem farejar com mais facilidade o DNT. Isso significa que, numa mesma temperatura, esse composto apresenta forças intermoleculares menos intensas do que o TNT e, consequentemente, possui uma maior pressão de vapor.

2. Alternativa c.

a) Incorreta. Quanto maior a P_{vapor} da substância, mais rapidamente ocorre a evaporação. Assim, a P_{vapor} do destilado é sempre maior do que a do resíduo.

b) Incorreta. A temperatura de ebulição do destilado é menor, pois ele entra em ebulição primeiro que o resíduo.

c) Correta.

d) Incorreta. A temperatura de ebulição do destilado se mantém fixa à medida que a destilação prossegue.

e) Incorreta. A temperatura de ebulição do destilado é diferente do resíduo durante todo o processo de destilação.

3. Alternativa c.

Para que um líquido entre em ebulição sua pressão de vapor deve se igualar à pressão atmosférica.

4. A altitude em La Paz é maior; portanto, a pressão atmosférica é menor. A fim de fornecer mais calor para o arroz, é necessário fazer seu cozimento em uma panela de pressão, porque dessa forma a água ferverá a uma temperatura maior.

5. a) Ao retirar o balão do aquecimento e fechá-lo com a rolha houve a interrupção da ebulição, pois a pressão interna do balão impede que as

moléculas de água entrem em ebulição. Quando o fundo do balão entra em contato com o gelo, ocorre redução da pressão interna, devido à condensação das moléculas de água. Isso permite que as moléculas, que estão no estado líquido, passem para o estado de vapor, mesmo que a temperatura seja menor que 100 °C.

b) Teremos:

150 g de H_2O — 50 g de sal

100 g de H_2O — x

x = 33,3 g

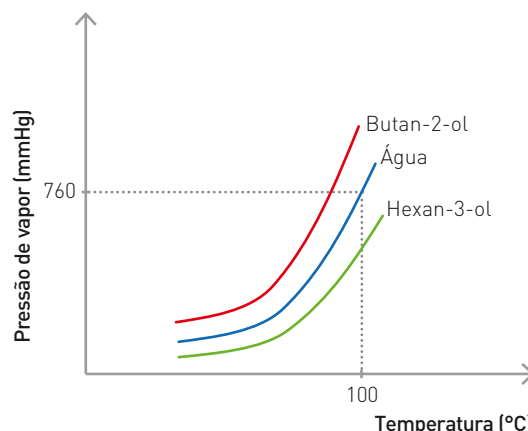
6. a) Quanto maior a pressão de vapor, menores as forças intermoleculares e vice-versa. De acordo com a tabela:

790 mmHg > 760 mmHg > 495 mmHg.

$P_v(\text{butan-2-ol}) > P_v(\text{água}) > P_v(\text{hexan-3-ol})$

Forças atrativas (butan-2-ol) < forças atrativas (água) < forças atrativas (hexan-3-ol)

Esboço das curvas de pressão de vapor relativas aos álcoois apresentados na tabela:



Banco de imagens/Arquivo da editora

b) Ambos os álcoois fazem ligações de hidrogênio (pontes de hidrogênio), porém o butan-2-ol possui uma cadeia carbônica menor (quatro átomos de carbono) do que o hexan-3-ol (seis átomos de carbono), o que gera uma atração intermolecular menor e consequentemente uma pressão de vapor maior.

7. a) A 76 °C a água entra em ebulição em uma pressão atmosférica igual a 300 mmHg. Nesta mesma pressão, o éter entra em ebulição a 10 °C.

b) Sob uma pressão, a temperatura de ebulição do 1-butanol é maior do que a do éter, porque o 1-butanol tem ligações intermoleculares mais fortes que as do éter.

8. Alternativa b.

$$UR = \frac{\text{pressão parcial de vapor de água presente no ar}}{\text{pressão máxima de vapor de água}} = \frac{10,5}{17,5} = 0,6 \text{ ou } 60\%$$

9. Alternativa c.

O éter apresenta maior pressão de vapor devido a suas interações intermoleculares serem mais fracas.

10. O composto C é o n-octano porque é aquele que possui maior temperatura de ebulição.

O composto A poderia ser o tetracloreto de carbono ou n-hexano, uma vez que ambos são apolares. Entretanto, como a densidade do tetracloreto é maior do que a da água, ele afundaria; logo, a substância A só pode ser o n-hexano.

Assim, a substância D só pode ser o tetracloreto de carbono e a substância B, o isopropanol.

11. a) Somente a substância associada à curva D tem temperatura de ebulição inferior a 70 °C a 760 mmHg. Portanto, é a única no estado gasoso.

TE (D) = 60 °C (1 atm)

b) TE em ordem crescente $D < C < B < A$.

$\text{HCCl}_3 < \text{CCl}_4 < \text{H}_2\text{O} < \text{CH}_3\text{COOH}$

Embora o CCl_4 seja apolar, apresenta TE superior à do HCCl_3 , porque a polaridade do HCCl_3 é muito pequena. Nesse caso, prevalece a influência da maior massa molar do CCl_4 . Curva C.

12. Alternativas corretas: 01 e 04.

[01]. Correta. A conversão de carboidratos em lipídios para armazenamento de energia, que é comum no organismo humano, caracteriza um fenômeno químico, pois ocorrem reações químicas nessa transformação.

[02]. Incorreta. A formação de gotículas de água na superfície externa de uma garrafa plástica contendo refrigerante alguns minutos após ter sido removida da geladeira é proveniente da condensação da água presente na atmosfera.

[04]. Correta. O odor exalado pela mistura de cebola e alho aquecidos em frigideira é decorrente do aumento da pressão de vapor de substâncias que compõem esses vegetais, devido à elevação da temperatura, resultando na transferência de moléculas para a fase gasosa, as quais então chegam aos sensores olfativos.

[08]. Incorreta. O som produzido pelo bater das asas de um besouro ao passar próximo ao ouvido humano caracteriza um fenômeno físico (mecânico).

[16]. Incorreta. O cozimento acelerado de vegetais em uma panela de pressão colocada sobre uma chama ocorre devido à elevação da temperatura e consequentemente da pressão interna.

[32]. Incorreta. A liquefação da manteiga (mudança de estado de agregação) ao ser inserida em uma frigideira quente é explicada pelo rompimento de interações intermoleculares.

Vapor-d'água na atmosfera

1. A secagem de roupas no varal é facilitada por uma baixa umidade relativa do ar.
2. Debate a ser realizado pelos próprios alunos em sala.
3. a) O orvalho é o produto da condensação do vapor de água presente na atmosfera. O autor não utiliza o termo com exatidão.
b) Na formação do orvalho temos a passagem do vapor de água para o estado líquido, enquanto no fenômeno da geada temos a passagem do vapor de água para o estado sólido.
4. Pesquisa a ser realizada pelo aluno.

Capítulo 6

Tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia

Objetivos do capítulo

- Conceituar tonoscopia, ebulioscopia e crioscopia;
- associar o número de partículas existentes em uma solução com as características do soluto dessa solução;
- relacionar a pressão de vapor com o número de partículas do soluto em uma solução.

Sugestões de abordagem

Para o estudo da tonoscopia é aconselhável efetuar um estudo da ebulição da água pura e da salmoura, evidenciando a diminuição da PMV ocorrida em soluções com solutos não voláteis e, ao mesmo tempo, associar essa variação com a variação na temperatura de ebulição. Também é possível comparar a variação da TE, relacionando-a

com a diminuição da PMV de soluções aquosas de mesma concentração em mol/L de sal de cozinha (NaCl) e de açúcar comum ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), deixando claro que os fenômenos coligativos dependem do número de partículas (íons ou moléculas) presentes na solução.

Para o estudo da ebulioscopia e crioscopia sugerimos uma discussão sobre o uso do banho-maria para aquecer soluções de café, o que permite retomar os conceitos de PMV e relacioná-los novamente com o aumento produzido na TE. Pode-se mostrar aos alunos que, se o banho-maria fosse feito com uma solução aquosa de NaCl , conseguiríamos a ebulição do café.

O hábito de adicionar sal ao gelo contido em colheres providas de serpentina e a necessidade de colocar sal sobre a neve, em países frios, podem ser mencionados a fim de enfatizar a diminuição da temperatura de congelamento da água.

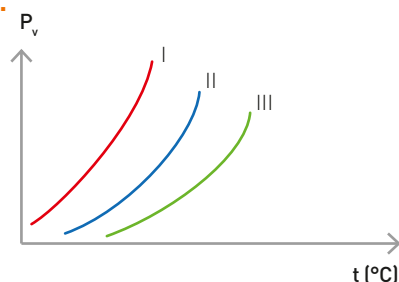
Fundamentando seus conhecimentos (p. 131)

1. Evaporação da água. O volume nos frascos diminuiu porque a água evaporou.
2. No frasco I, pois nele não havia soluto não volátil, o que dificultaria a evaporação.
3. II: molecular; III: iônico.
4. Como as massas dos solutos são iguais, o soluto de menor massa molar, o NaCl , apresentará o maior número de mol.
5. O frasco III, pois o NaCl sofre dissociação iônica, originando uma solução eletrolítica.
6. Porque nada dificulta sua evaporação.

7. Porque contém o maior número de partículas dissolvidas.

8. $P_{\text{III}} < P_{\text{II}} < P_{\text{I}}$.

9.



Banco de imagens/Arquivo da editora

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 131)

1. a) $C_2H_5Cl = 15\text{ }^\circ C$; $CHCl_3 = 60\text{ }^\circ C$.

b) Diminui a pressão de vapor.

2. Alternativa c.

Quando se compara a água do mar com a água destilada, pode-se afirmar que a primeira, em relação à segunda, tem menor pressão de vapor (apresenta maior quantidade de partículas, maior efeito coligativo) e maior condutividade elétrica (maior quantidade de íons).

3. Alternativa a.

Vamos considerar que a sopa salgada se comporta como uma solução quanto às suas propriedades físico-químicas.

Quando se adiciona solutos não voláteis (como o sal, por exemplo) aos solventes, observa-se um aumento no ponto de ebulição desse solvente. Esse efeito é chamado de ebulioscopia. Durante o processo de ebulição da sopa, também é possível observar um aumento na temperatura de ebulição, ao contrário do que se observa na ebulição de um líquido puro. Isso se deve porque, do ponto de vista químico, podemos considerar a sopa salgada como uma mistura (como foi sugerido acima), e, durante as mudanças de estado, a maioria das misturas apresenta aumento de temperatura.

4. a) I. A; II. B; III. C.

b) III.

c) III.

d) Diminui a pressão de vapor.

5. Alternativa b.

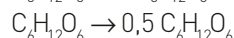
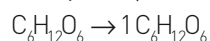
Amostra I $\Rightarrow$ Temp. ebulição menor $\Rightarrow$ água pura.

II e III são soluções de água salgada, sendo III a mais concentrada, pois apresenta maior TE.

6. a) Associação:

1. Água pura.

2. Solução aquosa $0,5\text{ mol} \cdot L^{-1}$ de glicose.



0,5 mol de partículas

3. Solução aquosa $0,5\text{ mol} \cdot L^{-1}$ de KCl .



(0,5 mol + 0,5 mol) 1 mol de partículas

Quanto maior o número de partículas, menor a pressão de vapor; então o sistema mais volátil é o número 1 (água pura), curva A.

b) A adição de um soluto não volátil diminui a pressão de vapor, pois as interações entre as partículas de soluto e solvente aumentam.

7. Alternativa a.

Apresentará a maior pressão de vapor a amostra I (solvente puro).

8. Alternativa a.

Líquido A: $0,01\text{ M} \cdot 2 = 0,02\text{ mol/L}$

Líquido B: $H_2O (l)$

Líquido C: $0,01\text{ M} \cdot 1 = 0,01\text{ mol/L}$

Líquido D: $H_2O (l)$

Os líquidos B e D não irão sofrer abaixamento na sua pressão de vapor, pois o volume não influencia na pressão de vapor. Assim, teremos: $P_D = P_B > P_C > P_A$.

Desafiando seus conhecimentos (p. 133)

1. X = água pura $\Rightarrow$ maior pressão de vapor; logo, a coluna de mercúrio terá menor altura.

Y = solução $0,1\text{ mol/L}$ de $NaCl \Rightarrow$ menor pressão de vapor, pois apresenta maior número de partículas dissolvidas; logo, a coluna de mercúrio terá maior altura.

Z = solução $0,10\text{ mol/L}$ de ureia.

2. a) Linha contínua: solvente (líquido puro); linha pontilhada: solução.

b) A temperatura de ebulição do líquido puro é aproximadamente $(80 \pm 1)\text{ }^\circ C$.

3. A associação correta para as curvas é:

1. Éter (mais volátil).

2. Etanol.

3. Solução de ureia (menos volátil).

4. Alternativa b.

Se AP é água pura e ferve a 100 °C, a solução A é mais volátil (tem maior pressão de vapor) por ferver a 80 °C, e B pode ser uma solução aquosa contendo soluto não volátil ou um líquido puro menos volátil do que a água pura (AP).

5. Alternativa d.

[I]. Incorreta. 0,1 mol/L de glicose apresenta 0,1 mol de glicose dissolvido em 1,0 L de solução, enquanto 0,1 mol de NaCl apresenta 0,2 mol de íons por litro: $P_{\text{vapor glicose}} > P_{\text{vapor NaCl}}$.

[II]. Correta. Quanto maior a cadeia, maior TE $\Rightarrow \Rightarrow P_{\text{vapor}}$.

[III]. Correta. Para ferver, todos devem anular a pressão atmosférica: $P_{\text{vapor}} = P_{\text{atm}}$.

[IV]. Correta. A pressão de vapor aumenta com o aumento da temperatura.

[V]. Incorreta. A pressão de vapor não depende do volume do líquido.

6. Alternativa d.

$$P_1 \Rightarrow n = \frac{18}{180} = 0,1 \text{ mol de glicose em } 0,5 \text{ L} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$P_2 \Rightarrow n = \frac{5,8}{58,5} = 0,1 \text{ mol de NaCl em } 0,5 \text{ L} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$P_3 \Rightarrow n = \frac{34,2}{342} = 0,1 \text{ mol de sacarose em } 1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$P_1 = 0,2 \text{ mol/L de glicose} \xrightarrow[\text{em 1 L}]{\text{produz}} 0,2 \text{ mol de glicose}$$

$$P_2 = 0,2 \text{ mol/L de NaCl} \xrightarrow[\text{em 1 L}]{\text{produz}} 0,4 \text{ mol de íons}$$

$$P_3 = 0,1 \text{ mol/L de sacarose} \xrightarrow[\text{em 1 L}]{\text{produz}} 0,1 \text{ mol de íons}$$

Quanto maior a concentração $\rightarrow \downarrow P_v$

$$\therefore P_3 > P_1 > P_2.$$

7. Alternativa a.

$$X - 0,25 \text{ mol/L de glicose} \xrightarrow[\text{produz}]{\text{produz}} 0,25 \text{ mol/L de glicose}$$

$$Y - 0,25 \text{ mol/L de Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow[\text{produz}]{\text{produz}} \begin{cases} 0,5 \text{ mol/L de Na}^+ \\ 0,25 \text{ mol/L de CO}_3^{2-} \end{cases}$$

$$Z - 0,50 \text{ mol/L de HNO}_3 \xrightarrow[\text{produz}]{\text{produz}} \begin{cases} 0,5 \text{ mol/L de H}^+ \\ 0,5 \text{ mol/L de NO}_3^- \end{cases}$$

$$W - 0,50 \text{ mol/L de sacarose} \xrightarrow[\text{produz}]{\text{produz}} 0,50 \text{ mol/L de sacarose}$$

Quanto maior o nº de íons $\Rightarrow$ menor P_{vapor} .

Quanto menor o nº de íons $\Rightarrow$ maior P_{vapor} .

8. Verdadeiras: c, d (desde que os volumes não mais se alterem); falsas: a, b.

9. a) Maior.

b) Aumenta.

c) Permanece constante.

Conexão

Biologia (p. 139)

Rã dos bosques

1. Alternativa b.

2. A concentração dos fluidos extracelulares é inferior à concentração do sangue.

3. Diminui. A adição de um soluto não volátil provoca a diminuição da pressão de vapor do solvente.

4. Pesquisa a ser realizada pelo aluno.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 140)

1. B, C.
2. A: 0,1 mol; B: 0,2 mol; C: 0,3 mol.
3. C; maior quantidade de partículas de soluto.
4. $A < B < C$.
5. $C < B < A$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 141)

1. Alternativa c.

A água do banho-maria ferve por estar menos concentrada que o café.

2. Alternativa a.

A $\Rightarrow$ água pura $\Rightarrow$ substância pura

Temperatura de ebulição constante: $T_A = T'_A$.

B $\Rightarrow$ Solução de água e açúcar

Com o aquecimento, a solução se torna cada vez mais concentrada, e a temperatura aumenta: $T_B < T'_B$.

3. Alternativa d.

I. Água pura $\Rightarrow$ TE constante.

II. Solução $\Rightarrow$ com o aquecimento a solução fica mais concentrada $\Rightarrow \uparrow$ TE.

4. Alternativa a.

$$\text{sol. A} \Rightarrow n = \frac{117 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol NaCl}$$

$$\text{sol. A} \Rightarrow n = \frac{234 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol NaCl}$$

A solução B é a mais concentrada. Logo, ela terá:

$\left\{ \begin{array}{l} \text{menor } P_{\text{vapor}} \\ \text{maior temperatura de ebulição} \\ \text{menor temperatura de congelamento} \end{array} \right.$

5. Alternativa a.

1. Água pura $\Rightarrow$ TE constante e menor que a das soluções.

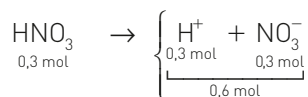
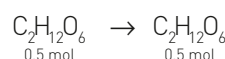
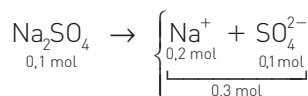
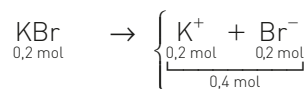
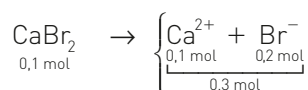
2. Solução 10^{-3} mol/L de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: em 1,0 L de solução há 0,001 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

3. Solução 10^{-1} mol/L de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: em 1,0 L de solução há 0,1 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

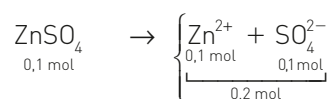
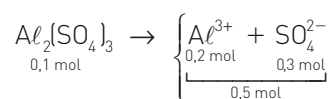
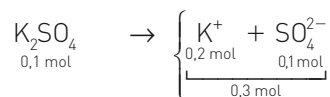
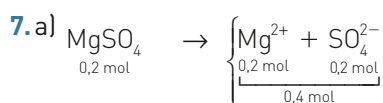
Assim: mais concentrada 3 $\Rightarrow$ maior TE.

$$T_1 (\text{constante}) < T_2 < T_3$$

6. Alternativa e.



Quanto maior a concentração, no caso, 0,60 mol/L de íons, menor temperatura de congelamento.



Quanto maior a concentração, menor a temperatura de solidificação.

$$T_{III} < T_I < T_{II} < T_{IV}$$

b) 1 mol ————— 174 g

0,1 mol ————— x

x = 17,4 g

17,4 g ————— 3,0 L

x ————— 1,0 L

x = 5,8 g/L

8. Alternativa b.

[I]. Verdadeira. A água desempenhará o papel de aumentar a superfície de contato, colocando todas as latas em contato com a mistura.

[II]. Verdadeira. A adição do sal diminuirá a pressão máxima de vapor e, conseqüentemente, o ponto de congelamento da água.

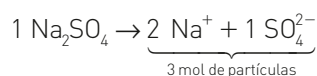
[III]. Falsa. Não ocorre uma reação química entre o cloreto de sódio e o etanol, trata-se apenas de uma mistura.

[IV]. Falsa. Como a areia não possui as mesmas propriedades físico-químicas que o cloreto de sódio, será formada apenas uma mistura heterogênea com a água, não provocando nenhuma alteração no sistema em questão.

[V]. Verdadeira. O álcool é utilizado devido a sua volatilidade, assim a acetona poderia ser usada sem prejuízo algum.

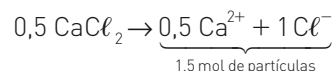
9. Alternativa d.

Adição de 1,0 mol de Na_2SO_4 a 1 L de água (experimento A):



A partir da tabela percebe-se que:

Volume de água (L)	Soluto	Quantidade de matéria de soluto (mol)	Temperatura de ebulição (°C)
1	CaCl_2	0,5	100,75



1,5 mol de partículas — 0,75 °C

3 mol de partículas — ΔT

$\Delta T = 1,50 \text{ °C}$

Conclusão: no experimento A ocorre uma elevação de 1,50 °C na temperatura de ebulição.

Temperatura de ebulição da solução = 101,50 °C.

Adição de 1,0 mol de glicose a 0,5 L de água (experimento B):

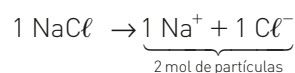
1 mol glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) — 0,5 L de água

$n_{\text{glicose}} = 1 \text{ L de água}$

$n_{\text{glicose}} = 2 \text{ mol de partículas de glicose}$

A partir da tabela percebe-se que:

Volume de água (L)	Soluto	Quantidade de matéria de soluto (mol)	Temperatura de ebulição (°C)
1	NaCl	1,0	101,00



Conclusão: no experimento B ocorre uma elevação de 1,00 °C na temperatura de ebulição.

Temperatura de ebulição da solução = 101,00 °C.

Desafiando seus conhecimentos (p. 143)

1. Alternativa b.

A adição do sal faz com que a temperatura de ebulição aumente, favorecendo o cozimento.

2. Amostra B; 1 L de solução B.

A amostra B terá a maior temperatura de ebulição por estar mais concentrada.

$$C_B \cdot V_B = C_C \cdot V_x$$

$$280 \text{ g/L} \cdot x = 35 \text{ g/L} \cdot (x + 7)$$

$$280 \text{ g/L} \cdot x = 35 \text{ g/L} \cdot x + 245$$

$$x = 1 \text{ L de B}$$

3. Alternativa e.

Quanto maior o número de partículas presentes na solução, maior sua temperatura de ebulição ou efeito coligativo.

4. Alternativa b.

A elevação do número de partículas de soluto provoca a diminuição da temperatura de solidificação e a elevação da temperatura de ebulição como consequência do efeito coligativo.

5. Alternativa c.

Observação: supondo-se soluções molares, não ionizáveis e não voláteis.

Quanto maior o número de partículas, ou seja, a concentração, maior o efeito coligativo.

Solução	Ponto de congelamento (°C)	Ponto de ebulição (°C)
A	-1,5 (ponto de congelamento mais elevado, apresenta menor concentração em mol · L ⁻¹)	101,5 (ponto de ebulição mais baixo, apresenta menor concentração em mol · L ⁻¹)
B	-3,0 (intermediário)	103,0 (intermediário)
C	-4,5 (ponto de congelamento mais baixo, apresenta maior concentração em mol · L ⁻¹)	104,0 (ponto de ebulição mais elevado, apresenta maior concentração em mol · L ⁻¹)

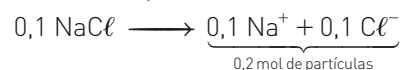
Conclusões:

- [I]. A solução A é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor concentração em mol · L⁻¹.
- [II]. A solução C é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor pressão de vapor, pois apresenta a maior concentração mol · L⁻¹ e o maior ponto de ebulição.
- [III]. A solução C é aquela que, dentre as soluções analisadas, apresenta menor volatilidade, pois apresenta maior concentração em mol · L⁻¹.

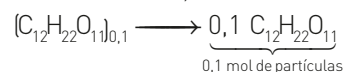
6. Alternativa b.

Quanto maior o número de partículas, maior o efeito coligativo, ou seja, maior a temperatura de ebulição.

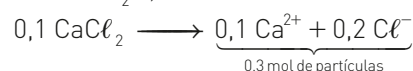
A = NaCl 0,1 mol/L



B = sacarose 0,1 mol/L



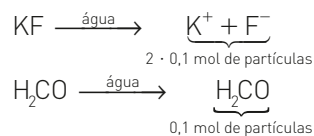
C = CaCl₂ 0,1 mol/L



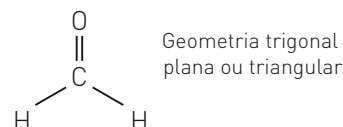
0,1 mol < 0,2 mol < 0,3 mol

Conclusão: TE_B < TE_A < TE_C.

7. A solução disponível mais eficiente é aquela que contém fluoreto de potássio, pois nesse caso o número de partículas é maior (2 mols para 1 mol de sal) e consequentemente apresenta a maior temperatura de ebulição devido ao efeito coligativo.



Fórmula estrutural plana do metanal e sua geometria:



8. Alternativa a.

Análise das afirmativas:

- [I]. Correta. Uma mistura de gelo, água e açúcar pode ser usada como mistura refrigerante, pois as moléculas que formam o açúcar influenciam nas propriedades coligativas da mistura.
- [II]. Correta. A temperatura de congelamento de uma mistura de gelo, água e areia (em equilíbrio térmico) é de cerca de 0 °C, pois a presença da areia não altera a temperatura de fusão do gelo.
- [III]. Incorreta. Uma mistura de gelo, água e álcool tem duas fases e dois componentes (água e álcool).
- [IV]. Incorreta. Quanto menor o tamanho dos grãos de sal (supondo a mesma massa), mais rápida será a dissolução do sal em água e mais rapidamente o efeito coligativo será notado.

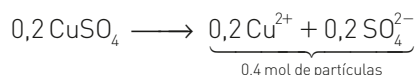
9. Alternativa d.

A ausência do patamar na curva da direita confirma que representa o sistema de água e sal. T₁ ≠ T₂, pois TE_{solvente} < TE_{solução}. T₂ < 0 °C, pois TF_{solução} < TF_{soluto}.

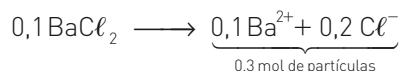
10. Alternativa a.

a) Incorreta. Quanto maior a quantidade de partículas presentes na solução, menor será o ponto de congelamento. Considerando que as espécies iônicas estão 100% ionizadas:

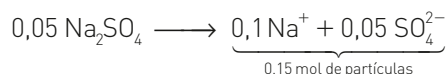
[I]. Solução de sulfato de cobre (CuSO₄) 0,2 mol/L



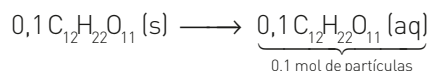
[II]. Solução de cloreto de bário (BaCl_2) 0,1 mol/L



[III]. Solução de sulfato de sódio (Na_2SO_4) 0,05 mol/L



[IV]. Solução de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) 0,1 mol/L



Conclusão: a solução I (CuSO_4) apresentará o ponto de congelamento mais baixo, comparativamente.

- b) Correta. Quanto menor a quantidade de partículas presentes na solução, maior será sua pressão de vapor.

Solução III: 0,15 mol de partículas em 1 L de solução.

Solução I: 0,4 mol de partículas em 1 L de solução.

Conclusão: a solução III apresentará pressão de vapor mais alta em relação à solução I.

- c) Correta. Quanto menor a quantidade de partículas presentes na solução, menor será seu ponto de ebulição.

Conclusão: a solução de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ apresentará o menor ponto de ebulição.

- d) Correta. Quanto maior a quantidade de partículas presentes na solução, menor será o ponto de congelamento.

Solução III: 0,15 mol de partículas em 1 L de solução.

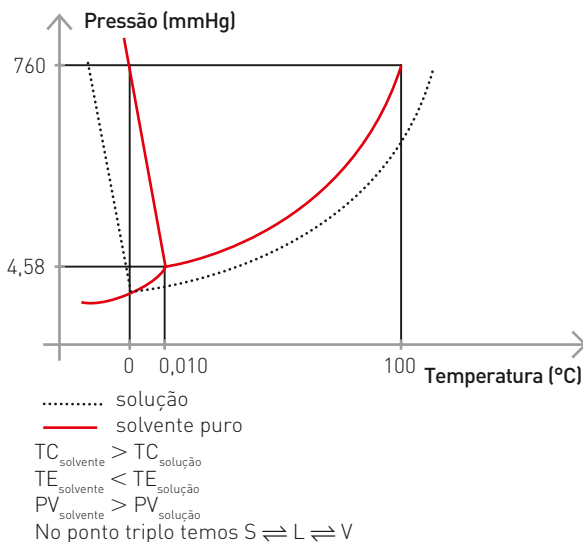
Solução IV: 0,1 mol de partículas em 1 L de solução.

Conclusão: o ponto de congelamento de III será mais baixo do que o ponto de congelamento de IV.

11. Corretas: I, III, IV e V

[II]. Incorreta. A adição de um soluto não volátil diminui o ponto de congelamento do solvente.

12. Alternativa d.



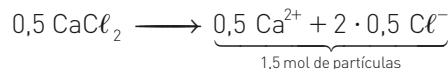
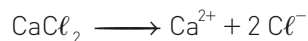
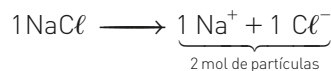
Banco de imagens/Arquivo da editora

13. Alternativas corretas: 02, 08, 16 e 32.

A pressão de vapor da fase sólida comparada com a líquida não é considerada no estudo das propriedades coligativas (Ensino Médio).

A crioscopia estuda o abaixamento do ponto de solidificação do solvente causado pela adição de um soluto não volátil.

O abaixamento da temperatura de solidificação é maior em uma solução 1 mol/L de cloreto de sódio (NaCl) do que em uma solução 0,5 mol/L de cloreto de cálcio (CaCl_2), pois a quantidade de partículas é maior:



A adição de cloreto de sódio sobre a neve diminui a pressão de vapor da fase líquida, pois ocorre elevação do número de partículas.

Uma solução 1 mol/L de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) congela em temperatura mais alta que uma solução 1 mol/L de cloreto de sódio (NaCl), pois na solução de cloreto de sódio o número de partículas é maior e a temperatura de congelamento é menor. As propriedades coligativas dependem do número de partículas de um soluto não volátil dissolvido em um solvente.

O cloreto de sódio (NaCl) diminui a temperatura de solidificação da água, pois eleva o número de partículas no sistema.

Complemento (p. 149)

Aspectos quantitativos das propriedades coligativas

1. a) $\frac{\Delta P}{P_2} = 0,02$

b) $\Delta P = 14 \text{ mmHg}$

c) $P = 686 \text{ mmHg}$

2. $\frac{\Delta P}{P_2} = 0,01$

3. a) 0,004.

b) 0,08 mmHg.

c) 19,92 mmHg.

4. Alternativa d.

$T = 20^\circ\text{C}$.

$P = 16,34 \text{ mmHg}$ (solução)

$P_2 = 17,54 \text{ mmHg}$ (solvente)

$P = x_2 \cdot P_2$

$16,34 = x_2 \cdot 17,54$

$x_2 = 0,93$

Logo, $x_1 = 0,07 \Rightarrow$ fração molar do açúcar (soluto).

5. a) A fração molar do C_5H_{12} na solução é 0,40.

$M_{\text{C}_5\text{H}_{12}} = 25 \text{ mL} \cdot 0,63 \text{ g/L} = 15,75 \text{ g}$

$M_{\text{C}_5\text{H}_{12}} = 72 \text{ g/mol} \therefore n_{\text{C}_5\text{H}_{12}} = \frac{15,75 \text{ g}}{72 \text{ g/mol}} =$
 $= 0,22 \text{ mol}$

$M_{\text{C}_6\text{H}_{14}} = 86 \text{ mL} \cdot 0,66 \text{ g/L} = 29,7 \text{ g}$

$M_{\text{C}_6\text{H}_{14}} = 86 \text{ g/mol} \therefore n_{\text{C}_6\text{H}_{14}} = \frac{29,7 \text{ g}}{86 \text{ g/mol}} =$
 $= 0,35 \text{ mol}$

$X_{\text{C}_5\text{H}_{12}} = \frac{0,22}{0,57} = 0,39 \approx 0,40 \therefore n_{\text{C}_5\text{H}_{12}} =$

$= \frac{0,35}{0,57} \approx 0,61 \approx 0,60$

b) A pressão de vapor da solução é 384 mmHg.

$P_{\text{C}_5\text{H}_{12}} = 0,40 \cdot 511 = 204 \text{ mmHg}$

$P_{\text{C}_6\text{H}_{14}} = 0,60 \cdot 300 = 180 \text{ mmHg}$

$P_{\text{solução}} = 204 + 180 = 384 \text{ mmHg}$

6. a) $\frac{\Delta P}{P} = \text{fração molar do soluto} \cdot i$

(1) $\text{MgCl}_2 \Rightarrow \frac{\Delta P}{P} = \frac{0,010}{10} \cdot 3 = 0,0030$

(2) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \Rightarrow \frac{\Delta P}{P} = \frac{0,005}{10} = 0,0005$

(2) $\text{NaCl} \Rightarrow \frac{\Delta P}{P} = \frac{0,005}{10} \cdot 2 = 0,0010$

$\frac{\Delta P}{P}$ total em (2) = $0,0005 + 0,0010 = 0,0015$

O abaixamento da pressão de vapor em (1) é maior que em (2). Portanto, a pressão de vapor em (2) é maior que em (1) e passará água de (2) para (1). Com isso, a quantidade de água irá aumentar em (1) e diminuir em (2).

b) Supondo que $x \text{ mol}$ de H_2O passe de (2) para (1):

(1) $\frac{\Delta P}{P} = \frac{0,030}{10 + x}$

(2) $\frac{\Delta P}{P} = \frac{0,005}{10 - x} + \frac{0,010}{10 - x} = \frac{0,015}{10 - x}$

$\frac{0,030}{10 + x} = \frac{0,015}{10 - x} \therefore x = \frac{10}{3} \text{ mol de H}_2\text{O}$

massa de $\text{H}_2\text{O} = \frac{10}{3} \cdot 18 = 60 \text{ g}$

massa de H_2O em (1) = $180 + 60 = 240 \text{ g}$

massa de H_2O em (2) = $180 - 60 = 120 \text{ g}$

Complemento (p. 151)

1. Alternativa d.

$\Delta t_c = K_c \cdot \omega \cdot i$

$$\Delta t_c = \frac{0,52 \text{ }^\circ\text{C}}{\text{molal}} \cdot 0,50 \text{ molal} \cdot 1$$

$$\Delta t_c = 0,26 \text{ }^\circ\text{C}$$

2. Alternativa d.

$$\Delta t_c = K_c \cdot \omega \cdot i$$

$$\omega = \frac{n_1}{m_2 \text{ (kg)}} = \frac{0,5}{1,5} \text{ molal}$$

$$\Delta t_c = \frac{5,1 \text{ }^\circ\text{C}}{\text{molal}} \cdot \frac{0,5}{1,5} \text{ molal} \cdot 1$$

$$\Delta t_c = 1,7 \text{ }^\circ\text{C}$$

Temperatura de solidificação da solução:

$$5,5 - 1,7 = 3,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

3. Massa molar = 44,3 g/mol.

4. a) 180 g/mol.

b) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

5. 4 átomos. A criometria apresentou o valor mais próximo.

6. Alternativa d.

$$\omega_{\text{sacarose}} = \frac{\frac{171}{342}}{0,93} = 0,537 \text{ molal}$$

$$0,537 \text{ molal} \xrightarrow[\text{abaixamento}]{\text{produz}} 1 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$x \xrightarrow{\quad\quad\quad} 6 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$x = 3,22 \text{ molal}$$

3,22 molal etanol é igual a:

$$\omega = \frac{1000 \cdot m_1}{M_1 \cdot m_2}$$

$$3,22 = \frac{1000 \cdot m_1}{46 \cdot 930}$$

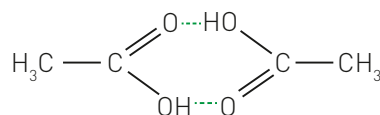
$$m_1 \cong 138 \text{ g}$$

7. Alternativa a.

8. a) considerando $i = 1$

massa molar = 62,4 g/mol

b) 120 g/mol.



$$9. K_e = 0,5 \text{ }^\circ\text{C molal}^{-1}$$

$$K_c = 2 \text{ }^\circ\text{C molal}^{-1}$$

10. A água se solidifica, mas as soluções não vão se solidificar.

11. Alternativa b.

O abaixamento da temperatura de congelção de uma solução pode ser calculado por:

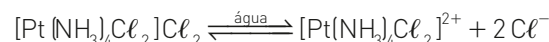
$\Delta t_c = K_{\text{crioscopia}} \cdot W \cdot i$, onde i é o fator de Van't Hoff, que indica o número de partículas produzidas por fórmula do soluto.

Então, temos:

$$0,55 \text{ }^\circ\text{C} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1} \cdot 0,100 \text{ mol kg}^{-1} \cdot i$$

$$i = 3$$

A única substância que, em solução aquosa, origina 3 partículas por fórmula é $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$:



12. Alternativa d.

Solução I:

1 milimol de glicose — 1 milimol de partículas

2 milimol de CaCl_2 — 6 milimol de partículas

$$\text{Total} = \frac{[2 \text{ Ca}^{2+} + 4 \text{ Cl}^-]}{7 \text{ milimol de partículas}}$$

Solução II:



1 milimol — 5 milimol

x — 7 milimol

$$x = 1,4 \text{ milimol} = \frac{7,0}{5} \text{ milimol}$$

Atividade Experimental (p. 153)

I. Estudando a temperatura de congelamento

1. No tubo contendo água.
2. Na solução de sacarose.
3. $W_{\text{NaCl}} = 1,7 \text{ molal}$; $W_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 0,55 \text{ molal}$;
 $W_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 0,30 \text{ molal}$
4. • Solução de NaCl: $\Delta t_c = 6,32 \text{ }^\circ\text{C}$;
• solução de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: $\Delta t_c = 1,02 \text{ }^\circ\text{C}$;
• solução de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$: $\Delta t_c = 0,56 \text{ }^\circ\text{C}$.
5. Sim.
6. A mesma massa produz soluções com diferentes molalidades.
7. Na solução de NaCl.

II. Estudando a temperatura de ebulição

1. Sim, porque se trata da mesma substância (água).
2. Não, porque agora no frasco temos uma solução.
3. Não, porque, embora a molalidade fosse menor, ainda ocorreria um aumento no ponto de ebulição.
4. A adição de NaCl.

Capítulo 7 Osmose e pressão osmótica

Objetivos do capítulo

- Conceituar osmose;
- descrever a pressão osmótica;
- quantificar pressão osmótica de uma solução;
- entender a ocorrência e as aplicações da osmose reversa.

Sugestões de abordagem

Os fatos descritos no texto teórico são muito esclarecedores e permitem ao aluno uma visualização da passagem do solvente através de uma membrana semipermeável. Além disso, evidenciam que essa passagem sempre ocorre da solução de menor concentração para a de maior concentração. Tendo em vista essas constatações, sugerimos que o professor explique o fenômeno, relacionando-o com a PMV.

Outro exemplo que pode ser mencionado, porém com a recomendação de não ser posto em prática pelos alunos, é o que diz respeito ao que acontece com os peixes de água salgada quando colocados em água doce e vice-versa.

Outra possibilidade interessante, também presente no texto, é o estudo do comportamento das hemácias, porque permite um inter-relacionamento com a disciplina Biologia e propicia discussões sobre a ação de medicamentos, como o soro fisiológico.

Acreditamos que o entendimento teórico do assunto seja mais importante, neste momento, do que as determinações de valores de π .

É fundamental ressaltar que a pressão osmótica é a pressão necessária para impedir a osmose. Os alunos costumam pensar o contrário.

A batata ficará murcha, pois a água contida em seu interior passará para o meio mais concentrado (água com sal). Se o sal for substituído pelo açúcar, o resultado observado será o mesmo, pois o meio continuará mais concentrado do que o interior da batata.

Conexão

Tecnologia (p. 160)

Água potável a partir da água do mar

1. O soluto não volátil costuma ter TE e TC diferentes do solvente. Assim, nos processos de solidificação e destilação o solvente sofre mudança de fase com maior facilidade, separando-se do soluto.
2. A umidade do ar se dá pela presença de água na forma de vapor, que ajuda a água do mar a atingir a pressão de vapor necessária para evaporar mais rápido.
3. a) Porque é um meio hipertônico em relação ao corpo humano.
b) As principais limitações dos métodos são o fato de não serem viáveis economicamente e a dificuldade de efetua-los em larga escala.
c) A variável que deve ser controlada é a temperatura, para que não haja mudança de fase.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 164)

1. I. Sofre desidratação, pois o sal absorve sua água.
II. As células dos fungos e bactérias sofrem desidratação, o que os leva à morte.
2. II, III, e VI. O meio com maior pressão osmótica deve estar em A.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 165)

1. Alternativa e.
Com a presença de sal, as células sofrem desidratação.
2. Alternativa d.
Na presença de sal as células bacterianas sofrem desidratação, que as leva à morte.
3. 0-0. Verdadeiro. A água é um meio hipertônico em relação às células do corpo.
1-1. Falso. A hidratação deve ser feita com soro fisiológico, que é um meio isotônico em relação ao sangue.
2-2 Verdadeiro. A evaporação da água faz com que a seiva tenha sua concentração aumentada e provoca a subida da seiva devido à diferença de pressão osmótica.
3-3. Falso. A folha de alface murcha porque o meio é hipertônico.
- 4-4. Verdadeiro. Em meio isotônico, as células permanecem inalteradas.
4. Alternativa d.
A injeção de água destilada no sangue provoca uma absorção excessiva deste composto pelas hemácias, provocando um inchaço e, por sua vez, a morte das hemácias.
5. Alternativa e.
Para ser injetado na corrente sanguínea sem causar danos, o medicamento precisa ser solúvel no sangue e ser isotônico a ele.
6. Alternativa c.
A água foi da solução X para a solução Y, indicando que Y é hipertônica em relação a X.
7. Alternativas corretas: 02 e 08.
[01]. Incorreta. B é hipertônico em relação a A.
[04]. Incorreta. A membrana é permeável apenas a água.

8. Alternativa e.

A solução 0,2 mol/L de NaCl é hipertônica em relação à célula humana.

9. Alternativa a.

Para ser isotônicas (mesma $P_{\text{osmótica}}$) as concentrações de partículas devem ser iguais.

Isotônicas:

1 mol de glicose $\Rightarrow$ 1 mol de glicose

1 mol de sacarose $\Rightarrow$ 1 mol de sacarose

Não isotônicas:

1 mol de NaCl $\Rightarrow$ 2 mol de íons

1 mol de $\text{CaCl}_2 \Rightarrow$ 3 mol de íons

10. a) As três apresentam mesma pressão osmótica, pois possuem a mesma quantidade em mol de partículas em solução, sendo assim hipertônicas em relação ao solvente puro.

b) As três soluções fervem em temperatura acima de 100 °C devido à adição de solutos não voláteis a água.

11. a) $\pi = \eta \cdot R \cdot T \Rightarrow 16,4 = \eta \cdot 0,082 \cdot 320 \Rightarrow \Rightarrow \eta = 0,625 \text{ mol/L}$

b) a concentração em g/L se dá por:
 $0,625 \text{ mol/L} \cdot 200 \text{ g/mol} = 125 \text{ g/L}$

12. Nenhum dos solutos se dissocia em água; portanto, se são isotônicos, possuem a mesma concentração em mol/L.

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol glicose} & \text{---} & 180 \text{ g} \\ x & \text{---} & 9 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 0,05 \text{ mol}$$

$$\eta = \frac{n}{v} \Rightarrow C = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,2 \text{ L}} = 0,25 \text{ mol/L}$$

13. Alternativa b.

$$\pi = \eta \cdot R \cdot T \Rightarrow 7,65 = \eta \cdot 0,082 \cdot 310 \Rightarrow \Rightarrow \eta = 0,3 \text{ mol/L}$$

Para preparar 1 L de solução são necessários 54 g de glicose ($0,3 \text{ mol} \cdot 180 \text{ g/mol}$); então, para preparar 10 mL será necessário 0,54 g de glicose.

14. Alternativa d.

$$\pi = \eta \cdot R \cdot T \cdot i$$

η = concentração molar

$$\eta = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{100 \cdot 10^{-3}}{164 \cdot 50 \cdot 10^{-3}} = 1,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\pi = 1,22 \cdot 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot (273 + 50) \cdot 3$$

$$\pi = 0,969 \text{ atm}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 167)

1. Alternativa b.

A solução hipotônica é menos concentrada e consequentemente sua pressão de vapor é maior.

2. Alternativa c.

Ao ser colocado no mar, o lambari, como um peixe de água doce, sofre desidratação, pois seus fluidos são hipotônicos (menor concentração de soluto) em relação à água do mar (hipertônica, com maior concentração de soluto), num processo chamado de osmose.

3. Alternativa b.

[I]. Falsa. A migração é da solução mais diluída para a mais concentrada.

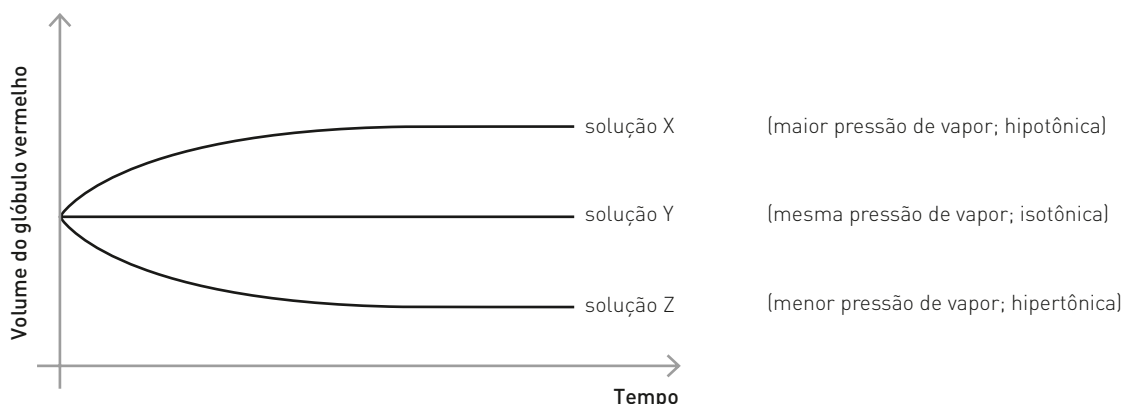
[II]. Verdadeira. A crioscopia estuda a diminuição do ponto de congelamento de um líquido causado pelo soluto não volátil (no caso, o etilenoglicol), que evita que a água do radiador congele. Já a ebulioscopia é a propriedade coligativa que estuda a elevação da temperatura de ebulição do solvente em uma solução quando é adicionado outro composto.

[III]. Verdadeira. Na água destilada, inchaço; na solução saturada, desidratação.

4. Alternativa c.

Soluções isotônicas apresentam a pressão osmótica próxima à do sangue, por isso podem ser utilizadas para reposição de eletrólitos perdidos pelo corpo.

5. Alternativa b.



Com o tempo: Volume do glóbulo vermelho em X > Volume do glóbulo vermelho em Y > Volume do glóbulo vermelho em Z.

Quanto maior o número de partículas presentes no soluto, maior a concentração e consequentemente menor a pressão de vapor.

Concentração da solução X < Concentração da solução Y < Concentração da solução Z.

Pressão de vapor em X > Pressão de vapor em Y > Pressão de vapor em Z.

Conclui-se que a porcentagem em massa de sais é maior na solução Y do que na solução X.

6. A água do meio externo atravessa, por osmose, a membrana semipermeável. Com o aumento do volume no espaço da solução saturada de NaCl, a membrana elástica se estica e empurra as moléculas do princípio ativo pelos orifícios da parede rígida.

7. Alternativa d.

O processo de osmose ocorre quando um líquido atravessa uma membrana permeável ao mesmo tempo no sentido da solução menos concentrada (hipotônica) para a mais concentrada (hipertônica). Esse processo é passivo, ou seja, ocorre se há necessidade de fornecimento de energia externa. Podemos observar a ocorrência deste processo em A, em que a água salgada é considerada hipertônica em relação à água doce.

Entretanto, com fornecimento de energia, é possível provocamos o processo inverso, chamado osmose reversa, em que o solvente atravessa a membrana no sentido contrário ao anteriormente citado. Nesse caso, a água atravessa a membrana na direção do meio hipotônico (água doce), conforme a figura B. A pressão externa provoca a osmose reversa mostrada.

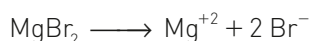
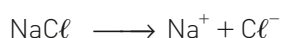
8. Alternativa e.

Para que a água seja transportada no sentido oposto ao fluxo da osmose, a pressão mecânica deve ser aplicada no sentido oposto ao da pressão osmótica.

9. Alternativa a.

[I]. Correta. A ebulioscopia (ou ebulliometria) é o aumento do ponto de ebulição de um líquido, quando se adiciona um soluto não volátil; no caso, a sacarose.

[II]. Incorreta.



A dissociação do brometo de magnésio resulta em uma maior concentração de partículas em solução; assim, o efeito coligativo será diferente.

[III]. Incorreta. Uma solução hipotônica apresenta menor concentração de soluto. Se ocorresse osmose, o solvente tenderia a passar do meio hipotônico para o meio hipertônico. Isso causaria absorção de líquido pelas hemácias, podendo levar ao seu rompimento.

10.a) 7,626 atm; isotônico.

A: glicose; B: NaCl.

$$\pi = \eta \cdot R \cdot T \cdot i$$

$$\pi = 0,31 \cdot 0,082 \cdot 300 \cdot 1$$

$$\pi = 7,626 \text{ atm}$$

São isotônicas (solução de glicose e sangue).

b) curva A = glicose

curva B = NaCl

Para uma mesma temperatura, a solução de glicose apresenta maior pressão de vapor.

11. Alternativa d.

$$T = 15 + 273 = 288 \text{ K}$$

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T$$

$$\pi = [\text{Concentração molar}] \cdot R \cdot T$$

$$C_{C_6H_{12}O_6} = [\text{Concentração molar}] \cdot M$$

$$10 = [\text{Concentração molar}] \cdot 180$$

$$[\text{Concentração molar}] = \frac{10}{180} = \frac{1}{18} \text{ mol/L}$$

$$\pi = \frac{1}{18} \cdot 0,082 \cdot 288 = 1,312 \text{ atm} \approx 1,31 \text{ atm}$$

12. 3,20 g ————— 6,67 · 10⁻⁵ mol

x ————— 1 mol

$$x = \frac{3,20 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{6,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}$$

$$x = 48\,000 \text{ g}$$

$$\text{Massa molar} = 4,8 \cdot 10^4 \text{ g/mol.}$$

13.a) $\pi = \eta \cdot R \cdot T \cdot i$

$$\pi = 0,15 \cdot 8,3 \cdot 310 \cdot 2$$

$$\pi = 771,9 \text{ kPa}$$

b) Não. A bebida é hipertônica devido aos carboidratos.

14.a)

	Água salobra	Água residual
Massa de soluto	m	m (constante)
Volume	V	V' = 25% de V = 0,25 V
Concentração	C = 10 000 mg/L	C' = ?

Como $C = \frac{m}{V}$ e sendo a massa (m) de sais um valor constante, pode-se escrever: $CV = C'V'$.

Substituindo pelos valores da tabela:

$$10\,000 \text{ mg/L} \cdot V = C' \cdot 0,25V$$

$$C' = \frac{10\,000}{0,25} \text{ mg/L} = 40\,000 \text{ mg/L}$$

b) A pressão osmótica de um soluto iônico é dada

$$\text{por: } \pi V = nRTi \text{ ou } \pi V = \frac{m}{M}RTi.$$

$$\text{Portanto: } \pi = \frac{m}{V} \cdot \frac{RTi}{M} = \frac{CRTi}{M}.$$

Supondo que o soluto seja NaCl 100% dissociado:

$$i = 2$$

$$M = (22,9 + 35,4) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 58,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$C = 10\,000 \text{ mg/L} = 10 \text{ g/L}$$

$$\pi = \frac{(10 \text{ g/L}) \cdot (8,314 \text{ Pa} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot (300 \text{ K}) \cdot 2}{58,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\pi = 8,6 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

A pressão mínima a ser aplicada deverá ser superior a esse valor.

c) $\pi V = nRTi$

$$\pi = \frac{n}{V}RTi$$

$$\pi = \eta RTi$$

$$\text{NaCl (i = 2)} \quad \eta \pi = \eta RT2$$

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (i = 3)} \quad \eta \pi' = \eta RT3$$

Relacionando as duas equações acima:

$$\frac{\pi'}{\pi} = \frac{\cancel{\eta}RT3}{\cancel{\eta}RT2}$$

$$\pi' = \frac{3}{2}\pi \text{ ou } \pi' > \pi$$

Portanto, a pressão mínima a ser aplicada se o sal fosse Na₂SO₄ teria que ser maior que aquela usada no caso do NaCl.

15. Alternativa a.

$$\text{Balão A: } [\text{KBr}] = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{íons}] = 2 \cdot 0,2 \text{ mol/L} = 0,4 \text{ mol/L de íons}$$

$$\text{Balão B: } [\text{FeBr}_3] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{íons}] = 4 \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,4 \text{ mol/L de íons}$$

Como as duas soluções têm a mesma concentração molar de íons, apresentarão a mesma pressão osmótica e a mesma pressão de vapor. Ao abrir a torneira T_C, o sistema permanece inalterado.

Bebidas esportivas

- 1.a) As bebidas recebem essa denominação por possuir mesma pressão osmótica que os fluidos corporais, o que facilita a aceitação delas pelo organismo.
- b) Não seria possível, pois as bebidas hipertônicas causariam desidratação e as hipotônicas não seriam capazes de repor os eletrólitos perdidos.

Unidade 3 – Termoquímica

Esta unidade se justifica pelo papel importante da Termoquímica tanto na análise do conteúdo calórico dos alimentos quanto na energia envolvida nos transportes e na produção da maioria dos materiais usados em nosso dia a dia, além da dependência dos organismos em geral, incluindo nós, em relação à energia.

Optamos por não definir energia, dada a complexidade de sua definição, que envolve o conceito de trabalho e se relaciona com o uso das primeiras máquinas térmicas.

Os capítulos desta unidade permitem, como já foi visto, uma ampla relação com o cotidiano, e os cálculos matemáticos envolvidos não apresentam grandes dificuldades.

Objetivos da unidade

- Conhecer as relações existentes entre as quantidades de matéria e o calor envolvido na transformação dessa matéria;
- associar a variação de entalpia com cada mudança de estado físico;
- quantificar a entalpia de formação ou combustão das reações e a entalpia de ligação das substâncias.

Ideias iniciais

A sugestão é que o professor utilize o texto inicial da abertura da unidade para discutir a questão apresentada: Será que todas as reações químicas liberam energia? Será que algum tipo de reação química absorve energia do meio?

É importante estimular a participação dos alunos para que seja possível notar quais são as concepções que apresentam sobre o tema. Para ilustrar, é importante dar alguns exemplos ou até mesmo direcionar a discussão inicial.

O professor pode citar os fenômenos descritos a seguir:

Exemplos de liberação de energia: queima de carvão; funcionamento de motores em que há combustão de gasolina ou álcool; reações químicas em pilhas ou baterias; gás usado em fogões; queima dos alimentos no organismo humano, etc. Exemplo de absorção de calor: fotossíntese das plantas.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você nas pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 6 jun. 2018.

- Interpretação de rótulos de alimentos no ensino de Química. Apresenta uma maneira de trabalhar com os rótulos de alimentos para estudar a Química; utilizando os dados fornecidos, trabalha o processo de investigação, a interdisciplinaridade, a importância de se justificar o estudo de determinado assunto, entre outros temas — *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 34: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31_1/07-RSA-1007.pdf>.
- *Jornal O Estado de S. Paulo* — Reportagem mostrando o porquê de mares e oceanos serem os verdadeiros “pulmões do mundo”: <www.estadao.com.br/noticias/impreso,mares-sao-os-pulmoes-do-mundo-diz-cientista,766404,0.htm>.
- *YouTube* — Vídeo com dicas para iniciar uma atividade física: <www.youtube.com/watch?v=Eqndvha1tZg>.

Objetivos do capítulo

- Entender a importância de uma dieta balanceada;
- conhecer o processo de medição da quantidade de caloria de um alimento;
- quantificar as calorias de uma porção de alimento.

Sugestões de abordagem

Em nossa sociedade, atualmente é grande a preocupação com a saúde; e a essa preocupação está aliada à ideia da necessidade de dietas alimentares.

É bem provável que o aluno conheça pessoas que fazem dietas e possa estar familiarizado com a expressão “calorias dos alimentos”, sem saber, exatamente, seu significado. Assim, ao iniciar a abordagem desse tema, é preciso definir o termo “caloria” e explicar os métodos para a determinação de suas quantidades, bem como seu uso pelo organismo. A partir desses conceitos, o interesse do aluno pode ser despertado pela relação entre as calorias ingeridas e as gastas no dia a dia.

Conexão

Saúde (p. 175)

É preciso repor a energia gasta

1. Pesquisa a ser realizada pelo próprio aluno.
2. O texto refere-se à energia potencial gravitacional.

O valor obtido pode ser calculado através da seguinte expressão:

$$E_p = m \cdot g \cdot h \Rightarrow E_p = 1 \cdot 10 \cdot 1 = 10 \text{ J}$$

EXPLORE SEU MUNDO (p. 177)

O suco de laranja.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 178)

1. 100 g de verduras verdes: 100 kJ

100 g de arroz: 1 500 kJ

50 g de batatas fritas: 1 200 kJ

50 g de frango grelhado: 300 kJ

2 fatias de abacaxi: 60 kJ

Total: 3 160 kJ

1 cal — 4,18 J

x — $3160 \cdot 10^3 \text{ J}$

x = 756 kcal

2. 1100 kJ — 60 min

3160 kJ — x

x = 172,4 min

3. 2 600 kJ — 60 min

x — 30 min

x = 1300 kJ

1 pão: 500 kJ

5 g de manteiga: 150 kJ

Total: 650 kJ

1 pão com manteiga — 650 kJ

x — 1300 kJ

x = 2 pães com manteiga

4. 2200 kJ — 60 min

3000 kJ — x

x = 81,8 min

- 5.

$$\text{I. } \frac{4 \text{ kJ}}{1^\circ\text{C} \cdot 1\text{kg}} = \frac{Q}{5 \cdot 2} = Q = 40 \text{ k}$$

II. 40 kJ — 2 g

x — 1 g

x = 20 kJ/g

1 kcal — 4,18 kJ

x — 20 kJ

x = 4,78 kcal/g

6. Alternativa a.

100 g de carboidratos — 1700 kJ

320 g de carboidratos — x

x = 5 440 kJ, que correspondem a 68% da necessidade diária de energia.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 179)

1. Alternativa e.

$$d_{\text{água}} = 1 \text{ g/mL}$$

200 mL de água equivalem a 200 g de água.

$$5 \text{ copos} \Rightarrow m_{\text{água}} = 5 \cdot 200 \text{ g} = 1000 \text{ g}$$

$$\Delta T = 36 - 16 = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

$$Q = 1000 \cdot 1 \cdot 20 = 20\,000 \text{ cal}$$

$$Q = 20 \text{ kcal (um dia)}$$

Para 30 dias:

$$Q' = 30 \cdot 20 = 600 \text{ kcal}$$

2.a)

Hambúrguer	Valor energético por grama	Valor energético total
24 g de proteína	17 kJ (4,0 kcal)	408 kJ (96 kcal)
20 g de gordura	38 kJ (9,0 kcal)	760 kJ (180 kcal)
56 g de água	—	—
		1168 kJ (276 kcal)

Pão	Valor energético por grama	Valor energético total
12,50 g de carboidrato	17 kJ (4,0 kcal)	212 kJ (50 kcal)
2,50 g de proteína	17 kJ (4,0 kcal)	42,5 kJ (10 kcal)
1,25 g de gordura	38 kJ (9,0 kcal)	47,5 kJ (11,25 kcal)
8,75 g de água	—	—
		302 kJ (71,25 kcal)

Valor energético total: 1470 kJ = 347,25 kcal.

b) A energia consumida durante a caminhada deve ser igual a 1470 kJ, que é o valor energético total. Assim:

$$1 \text{ hora} = 60 \text{ min} \text{ — } 1100 \text{ kJ}$$

$$x \text{ — } 1470 \text{ kJ}$$

$$x = \frac{1470 \text{ kJ} \cdot 60 \text{ min}}{1100 \text{ kJ}} \Rightarrow x = 80 \text{ min}$$

3. Alternativa d.

A alternativa d é correta, pois é diretamente confirmada pelos dados da tabela e do enunciado, segundo os quais “a combinação de arroz e feijão contém energia e nutrientes” e é “pobre em colesterol”. As demais alternativas ou são incorretas ou não são diretamente confirmadas pelas informações fornecidas.

4. Alternativa d.

$$1 \text{ barra} \begin{cases} 77\% \text{ de carboidratos} \\ 4\% \text{ de proteínas} \\ 7\% \text{ de lipídeos} \end{cases}$$

Quantidade energética:

carboidrato: 4 kcal/g

proteínas: 4 kcal/g

lipídeos: 9 kcal/g

$$22 \text{ g} \begin{cases} 77\% = 16,94 \text{ g de carboidratos } (\cdot 4) = 67,76 \text{ kcal} \\ 4\% = 0,88 \text{ g de proteínas } (\cdot 4) = 3,52 \text{ kcal} \\ 7\% = 1,54 \text{ g de lipídeos } (\cdot 9) = 13,86 \text{ kcal} \end{cases}$$

$$67,76 + 3,52 + 13,86 = 85,14 \text{ kcal}$$

5. Corretas: 0-0, 1-1 e 3-3.

0-0. Verdadeira.

$$150 \text{ g do produto} \text{ — } 100\% \quad \left. \begin{array}{l} 6 \text{ g} \text{ — } x \end{array} \right\} x = \frac{6 \text{ g} \cdot 100\%}{150 \text{ g}}$$

1-1. Verdadeira.

$$1 \text{ g proteína} \text{ — } 2\% \text{ das necessidades diárias} \\ x \text{ — } 100\%$$

$$x = 50 \text{ g de proteína}$$

3-3. Verdadeira.

$$50 \text{ mg} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ g de sódio} \text{ — } 2\% \text{ das necessidades} \\ x \text{ — } 100\%$$

$$x = 2,5 \text{ g de sódio}$$

$$150 \text{ g produto} \text{ — } 50 \cdot 10^{-3} \text{ g de sódio} \\ x \text{ — } 2,5 \text{ g de sódio}$$

$$x = 7,5 \cdot 10^3 \text{ g de produto} = 7,5 \text{ kg}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 180)

1. Alternativa a.

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 100 \cdot 1 \cdot (75 - 15)$$

$$\begin{aligned} Q &= 6000 \text{ cal} \\ 2,5 \text{ g de nozes} &\text{---} 6 \text{ kcal} \\ 1 \text{ g de nozes} &\text{---} x \\ x = 2,4 \text{ kcal} &= 2400 \text{ cal} \end{aligned}$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 120 \cdot 1 \cdot (90 - 15)$$

$$\begin{aligned} Q &= 9000 \text{ cal} \\ 4 \text{ g de castanha} &\text{---} 9 \text{ kcal} \\ 1 \text{ g de castanha} &\text{---} y \\ y = 2,25 \text{ kcal} &= 2250 \text{ cal} \end{aligned}$$

2. 100 mL de água de coco: 200 mg K⁺ ∴ 300 mL ⇒ ⇒ 600 mg K⁺

Isotônico:

$$\begin{aligned} 100 \text{ mL} &\text{---} 10 \text{ mg K}^+ \\ x &\text{---} 600 \text{ mg K}^+ \\ x &= 6000 \text{ mL} \Rightarrow 6 \text{ L} \end{aligned}$$

3. O gasto energético se dá por:

$$\begin{aligned} 1 - 4,2 \text{ kJ/kg/hora} \cdot 24 \text{ horas} \cdot 60 \text{ kg} &= 6048 \text{ kJ} \\ 2 - 10\% \text{ de } 7600 \text{ kJ} &= 760 \text{ kJ} \\ 3 - 40\% \text{ de } 6048 \text{ kJ} &= 2419,2 \text{ kJ} \\ 6048 \text{ kJ} + 760 \text{ kJ} + 2419,2 \text{ kJ} &= 9227,2 \text{ kJ (gasto energético total)} \end{aligned}$$

4. Alternativa b.

$$\begin{aligned} 400 \text{ kJ} &\text{---} 40\% \\ x &\text{---} 100\% \\ x = 1000 \text{ kJ (energia total produzida pela queima de glicose)} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ glicose} &\text{---} 16 \text{ kJ energia} \\ x &\text{---} 1000 \text{ kJ} \end{aligned}$$

x = 62,5 g de glicose serão necessários.

$$\begin{aligned} 62,5 \text{ g} &\text{---} 40\% \text{ da massa do alimento} \\ x &\text{---} 100\% \end{aligned}$$

x = 156,25 g de alimento devem ser ingeridos.

5. Alternativas corretas: 02, 08 e 16.

[02] Correta. Pelo rótulo temos:

$$1 \text{ copo de } 200 \text{ mL} \Rightarrow 100 \text{ kcal} = 100\,000 \text{ cal}$$

Necessidade diária:

$$2500 \text{ cal} \text{---} 1 \text{ dia}$$

$$100\,000 \text{ cal} \text{---} x$$

$$x = 40 \text{ dias}$$

[08] Correta. $C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g/mol}$

[16] Correta. O meio é eletrolítico, pois foi mencionado o sódio presente na forma iônica (Na⁺). Como a solução é eletricamente neutra, a existência de cátions implica a existência de ânions.

6. Alternativa c.

$$0,5 \text{ L de ar} \cdot 16\,000 \text{ inspirações} = 8\,000 \text{ L de ar inspirados em 24 horas}$$

$$d = \frac{m}{v} \Rightarrow 1,2 = \frac{m}{8\,000 \text{ L}} \Rightarrow m = 9600 \text{ g de ar}$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t \Rightarrow Q = 9600 \cdot 1 \cdot 11 \Rightarrow Q = 105\,600 \text{ J}$$

$$1 \cdot 10^7 \text{ J} \text{---} 100\% \text{ da energia recebida}$$

$$1,056 \cdot 10^5 \text{ J} \text{---} x$$

$$x = 1,056\%$$

Conexão

Saúde (p. 182)

Obesidade

1. Calculando o IMC para a pessoa descrita, temos:

$$\text{IMC} = 70 / (1,75)^2$$

$$\text{IMC} = 22,8$$

Logo, a partir da tabela apresentada, a pessoa é classificada como normal e não obesa.

2. $\text{IMC} = 70 / (1,75)^2$

$$\text{IMC} = 22,8$$

3. Pessoas obesas têm predisposição a doenças como hipertensão arterial e diabetes e apresentam altos índices de colesterol.

4. Pesquisa e discussão a serem realizadas pelos alunos.

Leia, analise e responda – Conteúdo energético dos macronutrientes (p. 184)

1. a) A margarina é composta por 81% de gordura; assim, a massa em gramas de gordura se dá por:

$$500 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$x \text{ — } 81\%$$

$x = 405 \text{ g}$ de gordura estão presentes na margarina.

Como cada grama de gordura produz 38 kJ de energia, então os 405 g de gordura presentes nos 500 g de margarina fornecerão 15 390 kJ de energia.

- b) Como a porcentagem de gordura do queijo prato é exatamente a metade da porcentagem de gordura das nozes inglesas, então são necessários 200 g de queijo prato para obter a mesma quantidade de gordura de 100 g de nozes inglesas.

2. a) Cada 1 g de carboidratos fornece 17 kJ de energia; assim, 10 g fornecerão 170 kJ.

- b) Cada grama de proteína fornece 17 kJ de energia; então, 10 g fornecerão 170 kJ.

3. Teremos:

- Massa de proteínas:

$$1 \text{ g proteína} \text{ — } 17 \text{ kJ}$$

$$x \text{ — } 595 \text{ kJ}$$

$$x = 35 \text{ g proteínas.}$$

- Massa de carboidratos:

$$1 \text{ g carboidrato} \text{ — } 17 \text{ kJ}$$

$$y \text{ — } 425 \text{ kJ}$$

$$y = 25 \text{ g}$$

- Massa de gorduras:

$$1 \text{ g gordura} \text{ — } 38 \text{ kJ}$$

$$z \text{ — } 950 \text{ kJ}$$

$$z = 25 \text{ g gorduras}$$

- Massa total do lanche:

$$35 \text{ g} + 25 \text{ g} + 25 \text{ g} + 75 \text{ g} = 160 \text{ g}$$

- Tempo de caminhada necessário:

$$1 \text{ h caminhada} \text{ — } 1100 \text{ kJ}$$

$$x \text{ — } 1970 \text{ kJ}$$

$$x = 1,8 \text{ horas}$$

4. Segundo o rótulo, teremos:

$$100 \text{ g pasta de}$$

$$\text{amendoim} \text{ — } 60\%$$

$$x \text{ — } 100\%$$

$$x = 166,7 \text{ g de pasta de amendoim}$$

5. Anemia.

6. Em 100 g de creme de amendoim teremos:

- Lipídeos:

$$1 \text{ g lipídeos} \text{ — } 38 \text{ kJ}$$

$$49 \text{ g lipídeos} \text{ — } x$$

$$x = 1862 \text{ kJ}$$

- Proteínas:

$$1 \text{ g proteína} \text{ — } 17 \text{ kJ}$$

$$20 \text{ g proteína} \text{ — } y$$

$$Y = 340 \text{ kJ}$$

- Carboidratos:

$$1 \text{ g carboidrato} \text{ — } 17 \text{ kJ}$$

$$23 \text{ g carboidrato} \text{ — } z$$

$$Z = 391 \text{ kJ}$$

7. Em 200 g de creme de amendoim teremos 5 140 kJ; então:

$$1 \text{ minuto de sono} \text{ — } 4,2 \text{ kJ}$$

$$x \text{ — } 5\,140 \text{ kJ}$$

$$x = 1223,8 \text{ minutos} = 20,4 \text{ horas de sono}$$

serão necessárias

Capítulo 9

Termoquímica

Objetivos do capítulo

- Diferenciar os processos exotérmicos e endotérmicos;
- conceituar entalpia;
- quantificar a variação de entalpia das reações exotérmicas e endotérmicas.

Sugestões de abordagem

A partir dos exemplos do texto (p. 175 e 176), enriqueça a aula enfatizando as relações:

- **processo exotérmico:** liberação (perda) de energia;
- **processo endotérmico:** consumo (ganho) de energia.

Pode-se levar para a sala de aula uma garrafa de refrigerante gelada e pedir a um aluno que a segure e descreva a sensação obtida (a sensação de frio significa que está havendo uma transferência de calor da mão para a garrafa).

A notação das energias envolvidas e a sua dependência da quantidade de substâncias devem ser bem fixadas pelo aluno.

No que se refere à **entalpia** e à **entalpia-padrão**, é importante que o aluno visualize o primeiro conceito como conteúdo energético, tendo em mente que somente podemos medir as suas variações e que, para isso, contamos com o auxílio de parâmetros de comparação: o estabelecimento de padrões.

O manuseio e a compreensão de gráficos (diagramas) devem ser enfatizados pelo professor, juntamente com as definições de entalpia de fusão e vaporização.

Algo a mais

A gasolina está acabando?

1. Realizar um trabalho interdisciplinar com o professor de Geografia, localizando as maiores reservas de petróleo (hidrocarbonetos), carvão e gás natural da Terra.
2. Mencionar a poluição proveniente da queima de carvão e hidrocarbonetos.
3. Discutir as fontes alternativas de energia: etanol (álcool da cana-de-açúcar), metanol (álcool da madeira), energia solar, hidrogênio, eletricidade, biodiesel.

Energia solar

Provavelmente a maior, mais importante e mais atraente fonte de energia seja o Sol. Diariamente, enormes quantidades de energia solar atingem a superfície do nosso planeta. Essa energia é gratuita, não gera poluição e é renovável; a dificuldade, porém, está em transformá-la em uma forma utilizável.

Uma casa ou um edifício construídos com materiais e orientação apropriados podem captar o calor do Sol. Através de janelas com vidros transparentes ou abertas, esse calor provoca a formação de correntes de ar aquecido, que se espalham no interior da construção. O solo e as estruturas absorvem calor durante o dia, liberando-o à noite.

Existem dispositivos — que estão se tornando cada dia mais comuns —, denominados coletores solares, constituídos por uma camada inferior isolante recoberta por uma superfície preta, sobre a qual estão localizados canos com água corrente. O sistema é coberto por uma lâmina de vidro ou plástico transparente.

Se alguma vez você pisou, descalço, no asfalto, em um dia ensolarado, provavelmente percebeu que corpos escuros são excelentes para absorver a radiação solar, transformando-a em calor. Como a lâmina de vidro evita ou diminui a perda de calor para o ambiente externo, o calor aquece a água que circula nos canos. Dessa maneira, temos quase de graça (excluindo o custo inicial da instalação do sistema) água quente para vários usos diretos e que pode, inclusive, aquecer a casa no inverno.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 188)

1. I. Fusão
II. Vaporização
III. Solidificação
IV. Liquefação/Condensação
V. Sublimação
2. I. Fusão (endotérmica)
II. Vaporização (endotérmica)
III. Solidificação (exotérmica)
IV. Liquefação / Condensação (exotérmica)
V. Sublimação (endotérmica)
3. Ocorre um fenômeno físico na situação A. As moléculas de butano (C_4H_{10}) passam do estado líquido para o estado gasoso.
4. O fenômeno físico apresentado é endotérmico.
5. Ocorre um fenômeno químico na situação B: a combustão do gás butano.
6. A combustão do gás butano é um fenômeno químico exotérmico.
7. A equação química devidamente balanceada é:
$$C_4H_{10} + \frac{13}{2}O \longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$$
8. A partir das informações apresentadas temos:
1 mol — 2 658 kJ
5 mol — x
x = 13 290 kJ
9. A energia liberada na queima de 29 g (0,5 mol de butano) pode ser calculada por:
1 mol de butano — 2 658 kJ
0,5 mol de butano — x
x = 1329 kJ.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 189)

1. Alternativa d.

A transformação mencionada no texto é a evaporação, como pode ser identificado através da leitura do seguinte trecho:

“Quando já foi absorvido calor suficiente, algumas moléculas do líquido podem ter energia para subir para a atmosfera”.

2. Alternativa b.

Secagem de roupas, ebulição da água e derretimento do gelo são processos que necessitam de absorção de energia para ocorrer.

3. Alternativa b.

O granizo (água no estado sólido) absorve calor do ambiente durante a mudança de estado, ou seja, ocorre um processo endotérmico. Consequentemente, a temperatura em torno do granizo diminui e a água do ambiente condensa na forma de gotículas em suspensão (“vapor observado”).

4. Alternativa e.

De acordo com o gráfico, a curva demarcada com o símbolo $\diamond$ (n-hexano) apresenta a menor inclinação, ou seja, para esta curva a variação de temperatura tende a zero.

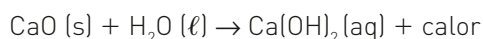
A fórmula do (n-hexano) é $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

5. Alternativa b.

[I] Incorreta. A vaporização do etanol é um processo endotérmico, ou seja, ocorre com absorção de energia.

[II] Correta. Os produtos de uma reação de combustão têm entalpia inferior aos reagentes, pois se trata de uma reação exotérmica.

[III] Incorreta. A reação química da cal viva (óxido de cálcio) com a água é um processo em que ocorre liberação de calor, ou seja, exotérmico.



6. 1 mol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — libera 1373 kJ

5 mol — x

x = 6865 kJ

7. 2 mol CO_2 — libera 1373 kJ

1 mol — x

x = 686,5 kJ

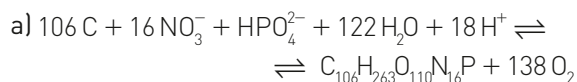
8.

46 g etanol (1 mol) — 1373 kJ

460 g etanol — x

x = 13730 kJ liberados.

9.



b) A reação ocorre com a absorção de energia.

c) Quanto maior a formação do fitoplâncton, menor a quantidade de CO_2 presente na atmosfera, o que atenua o efeito estufa.

Desafiando seus conhecimentos (p. 190)

1. Alternativa a.

2. Alternativa c.

A temperatura da água reduz linearmente por perder calor para a acetona, que evapora mais rápido. Não há o patamar de temperatura constante. Haveria apenas quando toda a acetona evaporasse.

3. Alternativa a.

A sensação térmica (“sensação fria”) provocada pelo tecido *spray-on*, quando pulverizado sobre o corpo, ocorre porque o solvente absorve calor do corpo (processo endotérmico).

4. Alternativa d.

[V] Uma reação de combustão é uma reação exotérmica, na qual a variação de entalpia tem sinal negativo, pois ocorre liberação de calor.

[V] Quando uma reação endotérmica ocorre, o sistema formado pelos participantes dessa reação absorve calor das vizinhanças, ou seja, a variação de entalpia é positiva.

[F] Derramando-se gotas de propanona na pele, é provocada uma sensação de frio, justificada em razão de a evaporação ser um processo endotérmico, ou seja, absorve calor da vizinhança.

[F] A dissolução do H_2SO_4 concentrado em água é um processo exotérmico, que pode ser confirmado pela elevação da temperatura, devido à liberação de calor.

[F] O processo de fusão do gelo absorve calor da vizinhança, assim, a variação de entalpia tem sinal positivo, ou seja, o processo é endotérmico.

5. Alternativa e.

[A] Incorreta. A fotossíntese é uma reação que precisa de energia para ocorrer, sendo, portanto, endotérmica.

[B] Incorreta. A respiração, ao contrário da fotossíntese, libera calor para o meio, sendo uma reação exotérmica.

[C] Incorreta. Apenas a respiração é uma reação de combustão completa, pois libera CO_2 e H_2O .

[D] Incorreta. Os reagentes da fotossíntese são os mesmos produtos da reação de respiração.

[E] Correta.

6. Alternativa d.

$$1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g} \therefore \frac{1}{10} \text{ mol é } 18 \text{ g}$$

$$1 \text{ g de glicose} \text{ — } 4 \text{ kcal}$$

$$18 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 72 \text{ kcal}$$

7. Alternativa b.

$$\text{gasto para pedalar } 1 \text{ h} \text{ — } 1800 \text{ kJ}$$

$$342 \text{ g sacarose} \xrightarrow{\text{liberam}} 5400 \text{ kJ}$$

$$x \text{ — } 1800 \text{ kJ}$$

$$x = 114 \text{ g de sacarose}$$

8. $1,5 \cdot 10^7 \text{ g de } \text{CH}_4$.

$$16 \text{ g de } \text{CH}_4 \cdot \frac{2 \cdot 10^8 \text{ kJ}}{\text{mol He}} : \left(2,1 \cdot 10^2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol } \text{CH}_4} \right) =$$

$$= 1,5 \cdot 10^7 \text{ g de } \text{CH}_4$$

9.



b) 6343 kJ / mol

Supondo que a diferença de energia entre as combustões de hexano e heptano ($= 615 \text{ kJ/mol}$) se deva apenas à presença de um $-\text{CH}_2$ excedente, podemos estender esse raciocínio para o decano, que tem 4 radicais CH_2 a mais que o hexano: $3883 + 4 \cdot (615) = 6343 \text{ kJ/mol}$.



[p. 195]

A passagem do estado líquido para o gasoso (vaporização) envolve o rompimento de um maior número de interações intermoleculares do que a passagem do estado sólido para o estado líquido (fusão).

Fundamentando seus conhecimentos (p. 195)

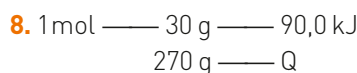
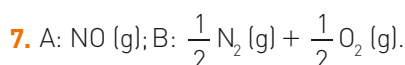
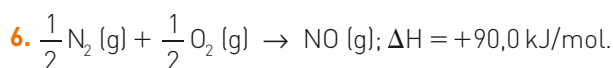
1. Exotérmica.

2. São liberados 1208 kJ.

3. São liberados 24 160 kJ.

4. Ocorre absorção de energia (calor).

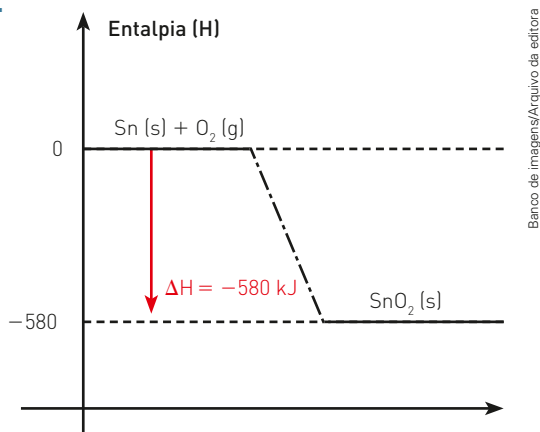
5. São absorvidos 120,8 kJ.



$$Q = 810 \text{ kJ}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 196)

1.



2. A partir da equação termoquímica apresentada temos:

1 mol de Sn — 580 kJ liberados
4 mol de Sn — x
x = 2 320 kJ liberados

3. O calor envolvido na formação de 1 510 g de SnO_2 (10 mol) pode ser calculado por:

1 mol de SnO_2 — 580 kJ liberados
10 mol de SnO_2 — y
y = 5 800 kJ liberados

4. Exotérmicas: III e V; endotérmicas: I, II e IV.

5. Alternativa b.

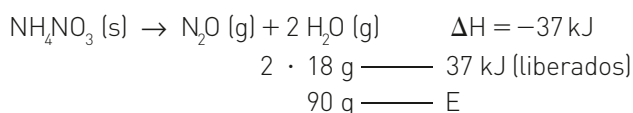
A bolsa é quente quando ocorre uma reação que libera calor (exotérmica, $\Delta H < 0$): I e III. A bolsa é fria quando ocorre uma reação que absorve o calor (endotérmica, $\Delta H > 0$): II.

6. Alternativa b.

A energia dos reagentes é maior que a energia dos produtos, havendo liberação de energia, caracterizando uma reação exotérmica.

7. Alternativa b.

Teremos:



E = 92,5 kJ liberados

8. Alternativa d.

[A] Incorreta. A reação descrita deve liberar calor (ser exotérmica).

[B] Incorreta. Apesar de ser exotérmica o FeO_3 não existe.

[C] Incorreta. A reação é endotérmica.

Desafiando seus conhecimentos (p. 197)

1. Alternativa c.

I. $\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{v})$ — reação de combustão (toda reação de combustão libera calor para o meio, sendo, portanto, exotérmica).

II. $\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{KOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{KCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ — reação de neutralização, reação exotérmica, libera calor para o meio.

III. $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$ — reação endotérmica (necessita de calor para acontecer).

[I] Correta. As reações I e II liberam energia, como demonstrado acima.

[II] Errada. A reação III absorve energia, na forma de calor.

[III] Errada. A reação II é exotérmica, ou seja, libera calor para o meio.

[IV] Correta. A reação I, por se tratar de uma reação de combustão, libera maior quantidade de calor que a reação de neutralização, sendo assim mais eficiente para iniciar a reação III.

2. Alternativa b.

Teremos dissoluções:

<i>Cold pack</i> (processo endotérmico; absorção de calor) $\text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{NO}_3^- (\text{aq})$	$\Delta H = +26 \text{ kJ mol}^{-1}$	1
<i>Hot pack</i> (processo exotérmico; liberação de calor) $\text{CaCl}_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{Cl}^- (\text{aq})$	$\Delta H = -82 \text{ kJ mol}^{-1}$	2

3.a) Processo endotérmico, pois ocorre absorção de energia.

b) Todas as reações cujo $\Delta H > 0$, ou seja, a primeira e a terceira reações.

4. Alternativa c.

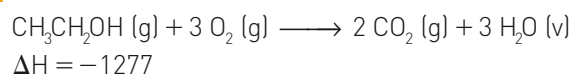
[A] Incorreta. A reação absorve energia para produção de P1.

[B] Incorreta. A produção de P2 é um processo exotérmico.

[C] Correta.

[D] Incorreta. A reação que leva a P2 ocorre com liberação de calor.

5.



$$\begin{array}{l} 1 \text{ L de etanol} \longrightarrow 10 \text{ km} \\ x \longrightarrow 115 \text{ km} \end{array}$$

$$x = 11,5 \text{ L de etanol consumidos}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 0,8 = \frac{m}{11500 \text{ mL}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m = 9200 \text{ g de etanol} = 200 \text{ mol de etanol}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de etanol} \longrightarrow 1277 \text{ kJ} \\ 200 \text{ mol de etanol} \longrightarrow x \\ x = 255400 \text{ kJ liberados} \end{array}$$

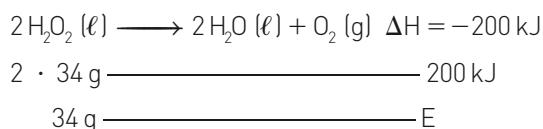
6. Alternativa c.

$$\begin{array}{l} 26 \text{ g etino (1 mol)} \longrightarrow 1255 \text{ kJ} \\ 130 \text{ g etino} \longrightarrow x \end{array}$$

$$x = 6275 \text{ kJ liberados para um rendimento de 100\%}$$

$$\begin{array}{l} 6275 \text{ kJ} \longrightarrow 100\% \text{ rendimento} \\ y \longrightarrow 80\% \text{ rendimento} \\ y = 5020 \text{ kJ.} \end{array}$$

7.a) Cálculo da quantidade de energia liberada na decomposição de 34 g de água oxigenada:



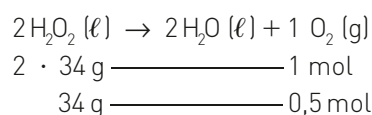
$$E = 100 \text{ kJ liberados}$$

b) Cálculo do volume de oxigênio formado:

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$



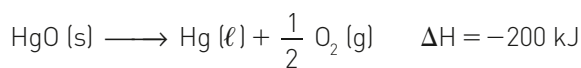
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = 0,5 \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$V = 12,218 \text{ L}$$

$$V \cong 12,2 \text{ L}$$

8.a) Cálculo da massa de HgO:



$$216,6 \text{ g} \longrightarrow 200 \text{ kJ}$$

$$m_{\text{HgO}} \longrightarrow 40 \text{ kJ}$$

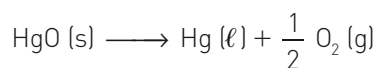
$$m_{\text{HgO}} = 43,32 \text{ g}$$

b) Cálculo do volume ocupado pelo O_2 (g) produzido a 1 atm e 25 °C

$$T = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V_{\text{molar}} = 1 \cdot 0,082 \cdot 298$$



$$216,6 \text{ g} \longrightarrow 0,5 \cdot 24,436 \text{ L}$$

$$43,32 \text{ g} \longrightarrow V_{\text{O}_2}$$

$$V_{\text{O}_2} = 2,4435 \cong 2,4 \text{ L}$$

$$\text{c) } {}^{200}_{80}\text{Hg, então nêutrons} = 200 - 80 = 120$$

9. Alternativa d.

$$V = 100 \text{ mL}$$

$$d = 1 \text{ g/mL}$$

$$m = 100 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Pela reação dada no enunciado, teremos que:

$$1 \text{ mol de CaCl}_2:$$

$$111 \text{ g} \longrightarrow 83 \text{ kJ}$$

$$55,5 \text{ g} \longrightarrow x$$

$$x = 41,5 \text{ kJ}$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

$$41500 = 100 \cdot 4,15 \cdot \Delta t$$

$$\Delta t = 100 \text{ °C}$$

10.a) Concordo parcialmente.

MSFD: a água do mar é aquecida, vaporizada (vaporização: passagem do estado líquido para gasoso) e em seguida liquefeita (condensação: passagem do estado gasoso para líquido). Nesse caso, os processos são análogos a fenômenos naturais.

FM: a água do mar é resfriada, solidificada (solidificação: passagem do estado líquido para sólido) e em seguida fundida (fusão: passagem do estado sólido para líquido). Neste caso os processos são análogos a fenômenos naturais. Os processos industriais MSFD e FM são análogos a fenômenos naturais ao promoverem a separação e purificação da água. Nos processos MSFD e FM a purificação da água necessita de energia, e nos fenômenos naturais essa energia *também é necessária*, sendo fornecida pelo ambiente.

b) Primeira resolução:

MSFD:

Partindo-se de 25 °C e atingindo-se 100 °C (ebulição); $\Delta T = (100 - 25) = 75 \text{ °C}$



Energia envolvida = 42 kJ para 18 g de água

FM:

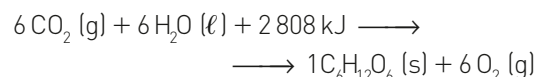
Partindo-se de 25 °C e atingindo-se 0 °C (solidificação); $\Delta T = (25 - 0) = 25 \text{ °C}$



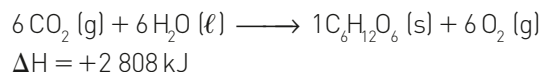
Energia envolvida = 6 kJ para 18 g de água

Como a variação de temperatura no processo MSFD é três vezes maior do que no caso do FM ($\Delta T_{\text{MSFD}} = 75 \text{ °C} = 3 \cdot 25 \text{ °C}$; $\Delta T_{\text{MSFD}} = 3\Delta T_{\text{FM}}$), conclui-se que a energia envolvida neste caso também é maior.

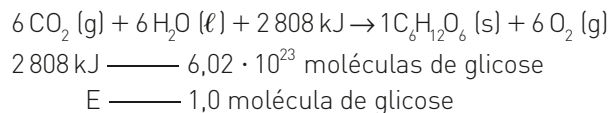
- 11.a)** Equação que representa a reação química de produção de um mol de glicose pelo processo de fotossíntese:



ou



- b)** Cálculo da variação de entalpia envolvida em uma molécula de glicose:



$$E = 466,44518 \cdot 10^{-23} \text{ kJ}$$

$$E \cong 4,66 \cdot 10^{-21} \text{ kJ ou } E \cong 4,66 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

- c)** Cálculo da energia de um fóton de radiação de comprimento de onda 427 nm:

$$v_{\text{fóton}} = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m/s (cabeçalho da prova)}$$

$$h \text{ (constante de Planck)} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1} \text{ (cabeçalho da prova)}$$

$$\lambda = 427 \text{ nm} = 427 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

$$E = h \cdot f$$

$$v = \lambda \cdot f \Rightarrow f = \frac{v}{\lambda} \left\{ \begin{array}{l} E_{\text{fóton}} = h \cdot \frac{v}{\lambda} \end{array} \right.$$

$$E_{\text{fóton}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1} \cdot$$

$$\cdot \frac{3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{427 \cdot 10^{-9} \text{ m}}$$

$$E_{\text{fóton}} = 0,0465526 \cdot 10^{-34} \cdot 10^8 \cdot 10^9 \text{ m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-2} = 4,65526 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{fóton}} \cong 4,66 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- d)** Cálculo da quantidade de fótons necessária para produzir uma molécula de glicose:

1 molécula

$$\text{de glicose} \longrightarrow 4,66 \cdot 10^{-18} \text{ J} \longrightarrow n_{\text{fótons}}$$

$$4,66 \cdot 10^{-19} \text{ J} \longrightarrow 1 \text{ fóton}$$

$$n_{\text{fótons}} = 10 \text{ fótons}$$

Capítulo 10

Equações termoquímicas

Objetivos do capítulo

- Associar a entalpia-padrão das substâncias puras a 1 bar de pressão e 298,15 K ao valor zero;
- conhecer os alótropos mais estáveis de alguns elementos;
- representar equações termoquímicas;
- conceituar entalpia de formação e combustão;
- quantificar a entalpia das reações químicas;
- associar as quebras de ligações químicas com processos endotérmicos e as formações dessas ligações a processos exotérmicos.

Sugestões de abordagem

De fundamental importância são as definições de entalpia de formação e de combustão, assim como a determinação de seus valores em uma dada equação termoquímica a partir da utilização dos dados constantes da tabela de entalpia-padrão de formação.

Energia de ligação

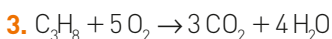
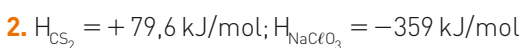
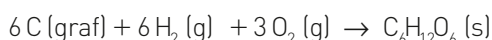
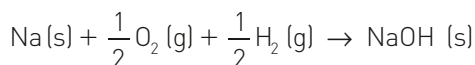
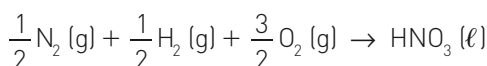
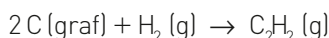
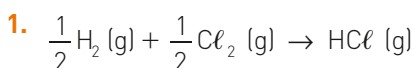
O importante é que o aluno fixe que a quebra de ligações é sempre um processo endotérmico, ao passo que a formação de ligações consiste em um processo exotérmico.

Assim, o ΔH de uma reação pode ser determinado pela comparação entre a energia absorvida pelo sistema para a quebra das ligações e a energia liberada pelo sistema para a formação das ligações.

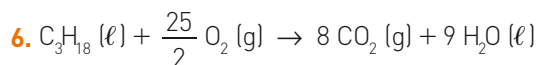
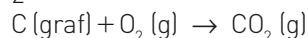
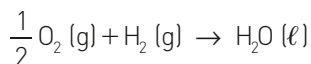
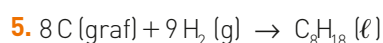
Acreditamos que a resolução dos exercícios torna-se mais simples quando não se exige do aluno o conhecimento dos mecanismos; por isso, deve-se levá-lo a ter em mente que todas as ligações entre os reagentes serão quebradas e que todas as ligações dos produtos serão formadas.

Na página 200, espera-se que o aluno compreenda que no 0 °C ainda existe movimentação das moléculas.

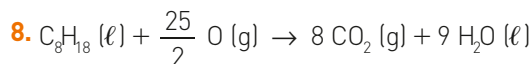
Fundamentando seus conhecimentos (p. 208)



4. Combustão.



7. $Q = 5 \cdot 5520 = 27600 \text{ kJ}$ liberados

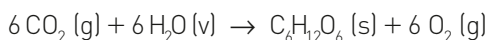


$\Delta H_{\text{combustão}} = -5520 = 8 \cdot (-394) + 9 \cdot (-285,5) - X = \Delta H_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = -201,5 \text{ kJ}$

9. Alternativa a.

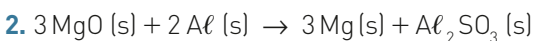
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 208)

1. A partir da equação fornecida, temos válido que:



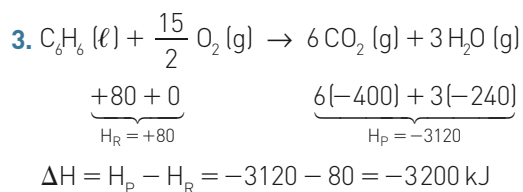
$\underbrace{6(-393) + 6(-241)}_{H_R = -3804} \quad \underbrace{(-991) + 0}_{H_P = -991}$

$\Delta H = H_P - H_R = -991 - (-3804) = +2813 \text{ kJ}$



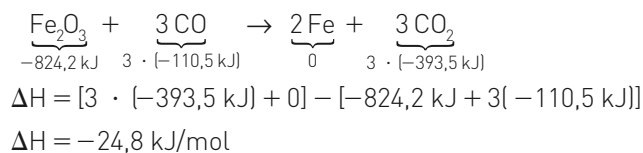
$\underbrace{3(-600) + 0}_{H_R = -1800} \quad \underbrace{0 + (-1670)}_{H_P = -1670}$

$\Delta H = H_P - H_R = -1670 - (-1800) = +130 \text{ kJ}$



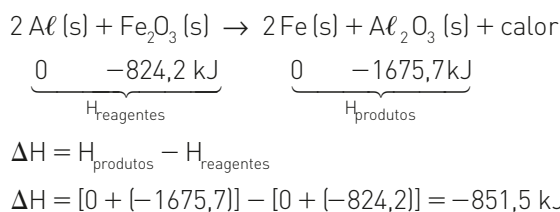
4. Alternativa b.

Teremos:

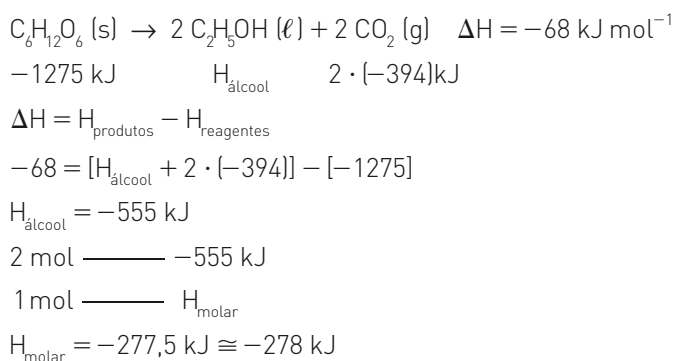


5. Alternativa c.

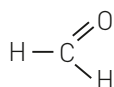
Teremos:



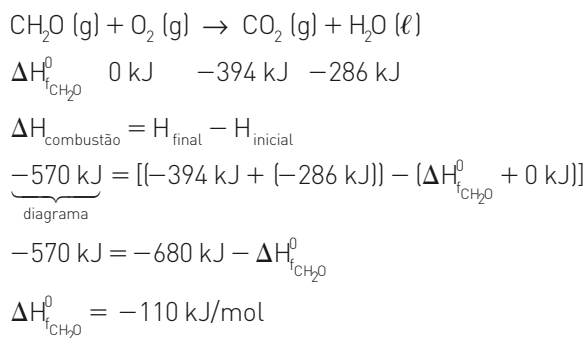
6. Alternativa c.



7.a) Fórmula estrutural do formol (neste caso considerando-se o metanal):



b) Teremos:



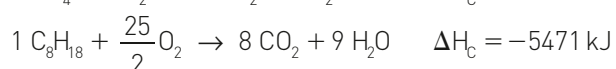
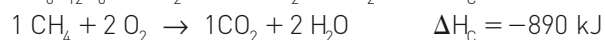
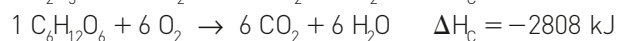
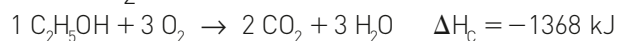
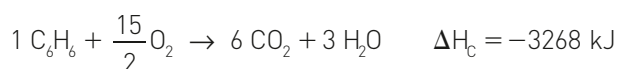
8. Alternativa e.

Substância	Fórmula	Energia
Acetileno	C_2H_2	$-1298 \text{ kJ/mol de } C_2H_2$ $C_2H_2 = 26 \text{ g/mol}$ $E = \frac{-1298 \text{ kJ/mol de } C_2H_2}{26 \text{ g/mol}} = 49,923 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 49 923 kJ
Etano	C_2H_6	$-1558 \text{ kJ/mol de } C_2H_6$ $C_2H_6 = 30 \text{ g/mol}$ $E = \frac{-1558 \text{ kJ/mol de } C_2H_6}{30 \text{ g/mol}} = 51,933 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 51 933 kJ
Etanol	C_2H_5OH	$-1366 \text{ kJ/mol de } C_2H_5OH$ $C_2H_5OH = 46 \text{ g/mol}$ $E = \frac{-1366 \text{ kJ/mol de } C_2H_5OH}{46 \text{ g/mol}} = 29,696 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 29 696 kJ
Hidrogênio	H_2	$-242 \text{ kJ/mol de } H_2$ $H_2 = 2 \text{ g/mol}$ $E = \frac{-242 \text{ kJ/mol de } H_2}{2 \text{ g/mol}} = 121 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 121 000 kJ
Metanol	CH_3OH	$-558 \text{ kJ/mol de } CH_3OH$ $CH_3OH = 31 \text{ g/mol}$ $E = \frac{-558 \text{ kJ/mol de } CH_3OH}{31 \text{ g/mol}} = 18 \text{ kJ/g}$ Para 1000 g (1 kg): 18 000 kJ

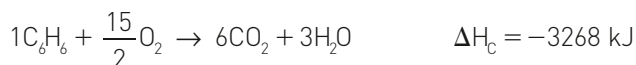
Conclusão: a substância mais eficiente para a obtenção de energia, na combustão de 1 kg (1000 g) de combustível, é o hidrogênio (121 000 kJ).

9. Alternativa c.

Reações de combustão:



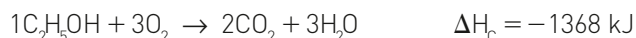
Para uma mesma quantidade de energia liberada (1000 kJ), teremos;



6 mol — 3268 kJ liberados

x mol — 1000 kJ liberados

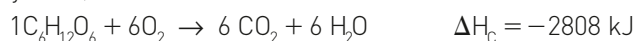
$$x \cong 1,84 \text{ mol}$$



2 mol — 1368 kJ liberados

y mol — 1000 kJ liberados

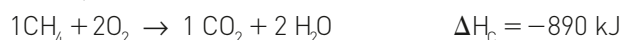
$$y \cong 1,46 \text{ mol}$$



6 mol — 2808 kJ liberados

z mol — 1000 kJ liberados

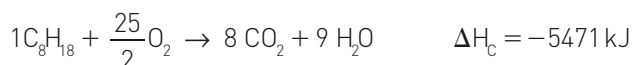
$$z \cong 2,14 \text{ mol}$$



1 mol — 890 kJ liberados

t mol — 1000 kJ liberados

$$t \cong 1,12 \text{ mol}$$



8 mol — 5471 kJ liberados

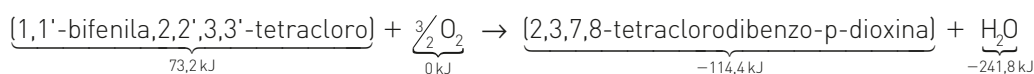
w mol — 1000 kJ liberados

$$w \cong 1,46 \text{ mol}$$

Conclusão: Para uma mesma quantidade de energia liberada (1000 kJ) a glicose libera maior quantidade de CO_2 .

Desafiando seus conhecimentos (p. 210)

1.a) Cálculo da entalpia da reação:



$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [-114,4 \text{ kJ} + \{-241,8 \text{ kJ}\}] - [73,2 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -429,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

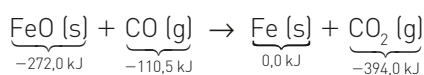
b) Não. Esta reação é exotérmica, pois o valor do ΔH é menor do que zero ($-429,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$).

2.a) Tipos de ligações químicas envolvidas nos reagentes:

FeO (s): ligação iônica

CO (g): ligação covalente ou molecular

b) Cálculo do valor, em kJ/mol do calor envolvido na produção do ferro metálico a partir do óxido ferroso:



$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [0,0 - 394,0] - [-272,0 - 110,5]$$

$$\Delta H = -11,5 \text{ kJ/mol}$$

3. Alternativa a.



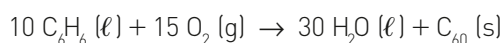
$$H_{\text{CO}} \quad 0 \quad -94,0 \text{ kcal}$$

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

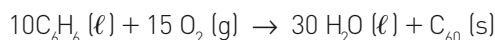
$$-57,0 = -94,0 - H_{\text{CO}}$$

$$H_{\text{CO}} = -94,0 + 57,0 = -37,0 \text{ kcal/mol}$$

4. a) Equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C_{60} :



b) Teremos:



$$\underbrace{10(+49 \text{ kJ}) \quad 0}_{H_{\text{reagentes}}} \quad \underbrace{30(-286 \text{ kJ}) + 2327 \text{ kJ}}_{H_{\text{produtos}}}$$

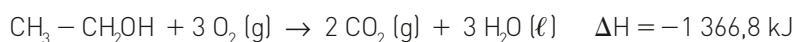
$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [30(-286 \text{ kJ}) + 2327 \text{ kJ}] - [10(+49 \text{ kJ}) + 0]$$

$$\Delta H = -6743 \text{ kJ/mol C}_{60}$$

$$\Delta H = -674,3 \text{ kJ/mol C}_6\text{H}_6$$

5. Alternativa c.



$$H_{\text{etanol}} \quad 0 \quad 2(-393 \text{ kJ}) \quad 3(-286 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$-1 \, 366,8 \text{ kJ} = [2(-393 \text{ kJ}) + 3(-286 \text{ kJ})] - H_{\text{etanol}}$$

$$H_{\text{etanol}} = [+1 \, 366,8 - 786 - 858] \text{ kJ}$$

$$H_{\text{etanol}} = -277,2 \text{ kJ}$$

6. Alternativa b.

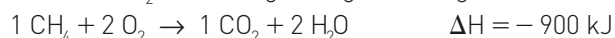
Teremos:



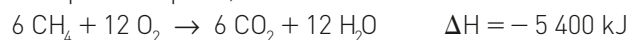
Multiplicando por 20, vem:



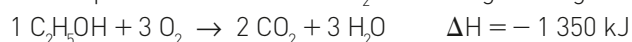
20 mol de $\text{H}_2 = 20 \cdot 2 \text{ g} = 40 \text{ g}$ de hidrogênio consumidos



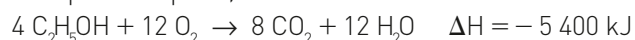
Multiplicando por 6, vem:



Foram produzidos 6 mol de $\text{CO}_2 = 6 \cdot 44 \text{ g} = 264 \text{ g}$.



Multiplicando por 4, vem:



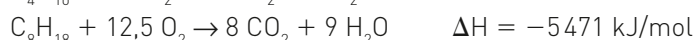
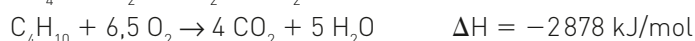
Foram produzidos 8 mol de $\text{CO}_2 = 8 \cdot 44 \text{ g} = 352 \text{ g}$.

7. Alternativa a.

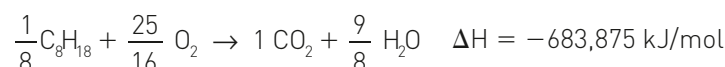
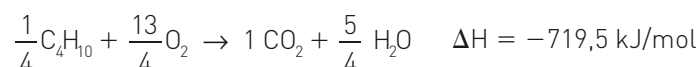
De acordo com a tabela:

Composto	Fórmula molecular	Massa molar (g/mol)	ΔH° (kJ/mol)
metano	CH_4	16	-890
butano	C_4H_{10}	58	-2878
octano	C_8H_{18}	114	-5471

Teremos:



Como a comparação deve ser feita para 1 mol de CO_2 liberado por cada combustível, devemos dividir a segunda equação por dois e a terceira por oito e então comparar os respectivos “novos” ΔH obtidos:



Lembrando que o sinal negativo significa energia liberada, a ordem crescente de liberação será:

$$683,875 \text{ kJ} < 719,5 \text{ kJ} < 890 \text{ kJ}$$

Ou seja, gasolina, GLP e gás natural.

8. Alternativa d.

Cálculo da energia liberada por litro de metanol:

$$\text{Massa molar do metanol} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ L metanol} \Rightarrow 790 \text{ g}$$

$$32 \text{ g (metanol)} - 726 \text{ kJ}$$

$$790 \text{ g (metanol)} - E_1$$

$$E_1 = 17923,1 \text{ kJ} = 17,9 \text{ MJ}$$

Cálculo da energia liberada por litro de etanol:

$$\text{Massa molar do etanol} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ L etanol} \Rightarrow 790 \text{ g}$$

$$46 \text{ g (etanol)} - 1367 \text{ kJ}$$

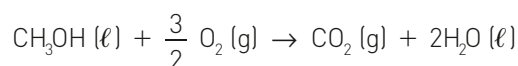
$$790 \text{ g (etanol)} - E_2$$

$$E_2 = 23476,7 \text{ kJ} = 23,5 \text{ MJ}$$

É mais vantajoso usar o etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.

9. a) Teremos as seguintes equações de combustão:

Para o metanol:



$$-238,6 \text{ kJ} \quad 0 \quad -393,5 \text{ kJ} \quad 2[-241,8 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = [-393,5 \text{ kJ} + 2[-241,8 \text{ kJ}]] - [-238,6 \text{ kJ} + 0]$$

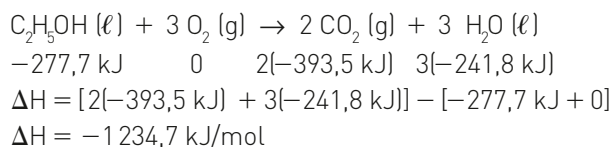
$$\Delta H = -638,5 \text{ kJ/mol}$$

$$32 \text{ g} \text{ — } 638,5 \text{ kJ liberados}$$

$$1 \text{ g} \text{ — } E_{\text{metanol}}$$

$$E_{\text{metanol}} = 19,95 \text{ kJ liberados}$$

Para o etanol:



46 g — 1234,7 kJ liberados

1 g — E_{Etanol}

$E_{\text{Etanol}} = 26,84 \text{ kJ liberados}$

Portanto, o etanol libera mais energia por grama ($26,84 \text{ kJ} > 19,95 \text{ kJ}$).

- b) Um automóvel da fórmula Indy pode gastar 5 litros de etanol ($d = 0,80 \text{ g/mL}$) por volta em um determinado circuito, então:

5 L = 5000 mL; $d_{\text{etanol}} = 0,80 \text{ g/mL}$.

1 mL — 0,80 g

5000 mL — m_{etanol}

$m_{\text{etanol}} = 4000 \text{ g}$

1 g (etanol) — 26,84 kJ liberados

4000 g (etanol) — E

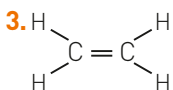
E = 107 360 kJ

Fundamentando seus conhecimentos (p. 216)

1. X será maior que 495 kJ porque a quebra da ligação tripla requer mais energia do que a quebra da ligação dupla ou simples.

2. $299 < a < 431$

Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos da molécula, mais difícil é romper sua ligação, portanto, maior será a energia necessária.



$$614 + 4 \cdot [413] = 2266 \text{ kJ}$$

4. $\text{Br} - \text{Br} : 1 \cdot 193 = 193 \text{ kJ}$

5. $2266 + 193 = 2459 \text{ kJ}$

6. $\text{C} - \text{H} : 4 \cdot [413] = 1652 \text{ kJ}$

7. $\text{C} - \text{Br} : 2 \cdot [276] = 552 \text{ kJ}$

8. $\text{C} - \text{C} : 348 = 348 \text{ kJ}$

9. Energia total liberada: $1652 + 552 + 348 = 2552 \text{ kJ}$

10. A reação é exotérmica porque a quantidade de energia liberada (2552 kJ) é maior que a quantidade de energia absorvida (2459 kJ).

11. Saldo: $2552 - 2459 = 93 \text{ kJ}$

12. $\Delta H = H_{\text{lib}} - H_{\text{abs}}$
 $\Delta H = -93 \text{ kJ}$

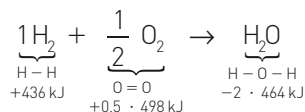
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 217)

1. Alternativa a.

Toda quebra de ligação é endotérmica. Neste caso, são rompidas ligações interatômicas ou intramoleculares.

2. Alternativa a.

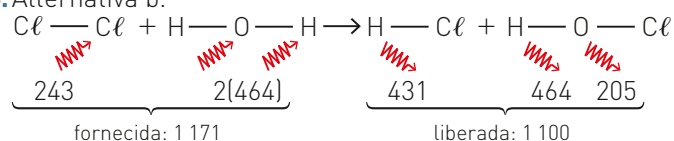
Cálculo da entalpia de formação da água gasosa:



$$\Delta H = +436 + 0,5 \cdot 498 - 2 \cdot 464 = -243 \text{ kJ}$$

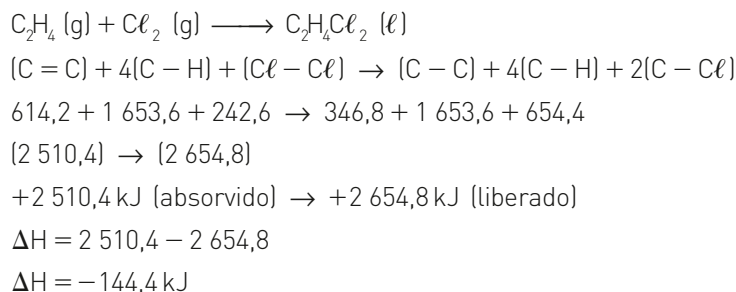
$$\Delta H = -243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3. Alternativa b.

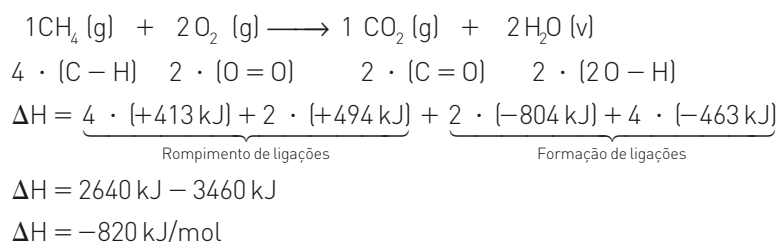


Como é fornecida uma quantidade de energia maior do que a liberada, o processo é endotérmico: $\Delta H > 0$.
Saldo: $1\,171 - 1\,100 = 71 \text{ kJ}$.

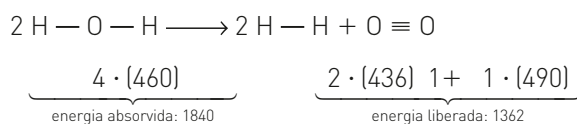
4. Alternativa a.



5. Alternativa a.



6. Alternativa a.



Energia absorvida > Energia liberada

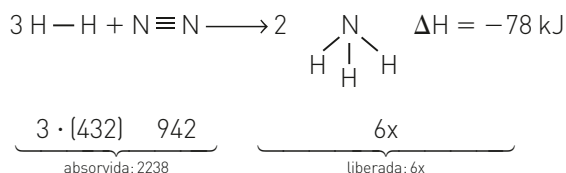
Endotérmico: $\Delta H > 0$

Saldo: 478

$\Delta H = +478 \text{ kJ}$ por 2 mol de H_2O

Para 1 mol de água: $\Delta H = +239 \text{ kJ}$.

7. Alternativa c.



Como $\Delta H < 0$, o processo é exotérmico, logo: energia liberada > energia absorvida.

$$6x - 2238 = 78$$

$$x = 386 \text{ kJ}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 218)

1. Alternativa c.

Por provocar aquecimento, conclui-se que o processo é exotérmico; assim, a soma das energias de ligação dos reagentes é maior que a dos produtos.

2. Alternativa d.

Teremos:

Etanol

5[C – H] 500 kcal

1[C – C] 83 kcal

1[C – O] 85 kcal

1[O – H] 110 kcal

Total: 778 kcal

Butanol

9[C – H] 900 kcal

3[C – C] 249 kcal

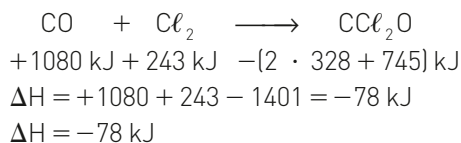
1[C – O] 85 kcal

1[O – H] 110 kcal

Total: 1344 kcal

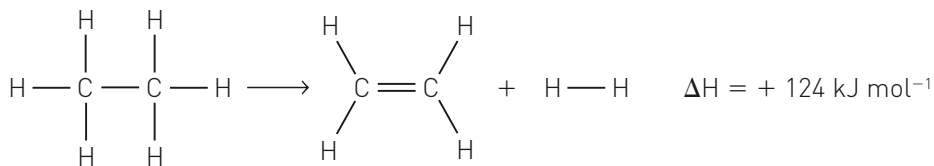
3. Alternativa b.

A partir das energias de ligação fornecidas, vem:



4. Alternativa b.

A partir da análise das energias de ligação, teremos:



$$\Delta H = +[6(\text{C}-\text{H}) + (\text{C}-\text{C})] - [4(\text{C}-\text{H}) - (\text{C}=\text{C}) - (\text{H}-\text{H})]$$

$$\Delta H = 2(\text{C}-\text{H}) + (\text{C}-\text{C}) - (\text{C}=\text{C}) - (\text{H}-\text{H})$$

$$+124 = 2(412) + (348) - (612) - (\text{H}-\text{H})$$

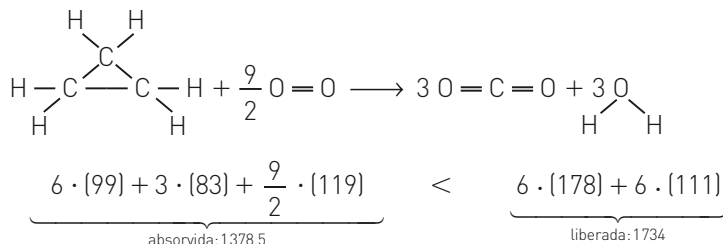
$$(\text{H}-\text{H}) = -124 + 2(412) + (348) - (612)$$

$$(\text{H}-\text{H}) = +436 \text{ kJ/mol}$$

5. a) Fórmula molecular: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_3$

Fórmula mínima: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

b)

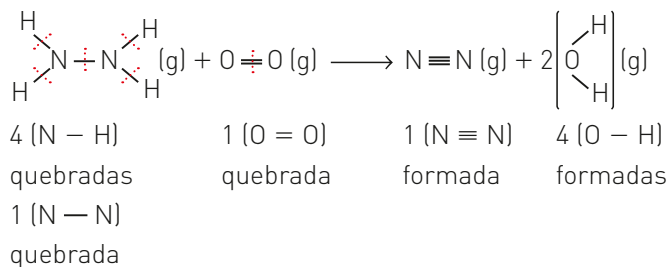


Exotérmico: $\Delta H < 0$

Saldo: 355,5 kcal

$\Delta H = -355,5 \text{ kcal}$

6.a) $\Delta H = 2585 \text{ kJ}$



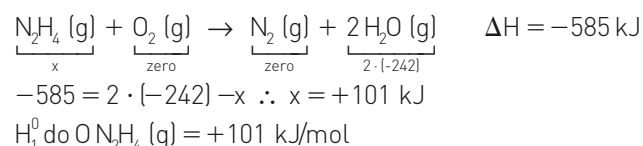
$$\Sigma_{\text{energia absorvida}} = 4 \cdot (389) + 1 \cdot (163) + 1 \cdot (498) = 2217 \text{ kJ}$$

$$\Sigma_{\text{energia liberada}} = 1 \cdot (946) + 4 \cdot (464) = 2802 \text{ kJ}$$

$$\Sigma_{\text{energia absorvida}} > \Sigma_{\text{energia liberada}} \therefore \Delta H_{\text{reação}} < 0$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = -(2802 - 2217) = -585 \text{ kJ}$$

b) $\Delta H = 101 \text{ kJ}$



7. $(\text{H} - \text{F}) = 497 \text{ kJ/mol}$

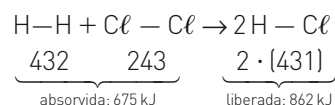
$(\text{H} - \text{Br}) = 365 \text{ kJ/mol}$

O valor da energia de ligação do HBr é aproximadamente igual a:

$$\begin{array}{ccc}
 \text{H} - \text{Cl} & \text{HBr} & \text{H} - \text{I} \\
 431 & ? & 299 \\
 \frac{431 + 299}{2} = 365 \text{ kJ}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc}
 \text{H} - \text{F} & \text{HCl} & \text{HBr} \\
 ? & 431 & 365 \\
 431 = \frac{x + 365}{2} = 497 \text{ kJ}
 \end{array}$$

8. Alternativa c.



Exotérmico: $\Delta H < 0$

Saldo: 187 kJ

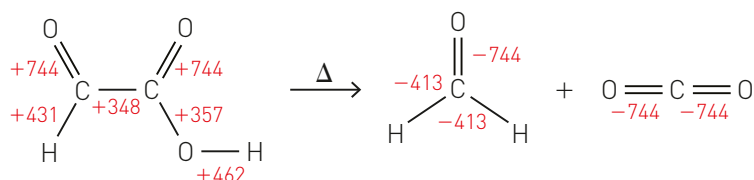
$$\Delta H = -187 \text{ kJ}$$

9. Alternativa a.

A energia de ligação do HF é maior que as demais, assim sua quebra liberará maior quantidade de energia.

10. Considerando a decomposição de 1 L de uma solução aquosa de ácido glicóxico, na concentração de $0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, tem-se 0,005 mol de ácido.

Então,



$$\Delta H = [2(+744) + 413 + 348 + 357 + 462 + 3(-744) + 2(-413)] \text{ kJ} = +10 \text{ kJ}$$

10 kJ — 1 mol de ácido
 E — 0,005 mol de ácido
 E = 0,05 kJ

Energia absorvida no processo = 0,05 kJ.

11. Alternativa c.

$$d = 0,80 \text{ g/cm}^3 = 800 \text{ g/L}$$

$$1 \text{ L} \text{ — } 800 \text{ g}$$

$$40 \text{ L} \text{ — } m$$

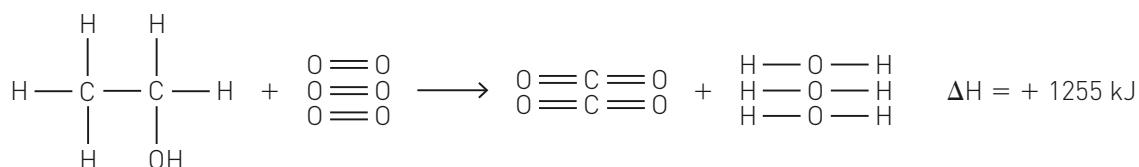
$$m = 32\,000 \text{ g}$$

$$32\,000 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$m_{\text{etanol}} \text{ — } 96\%$$

$$m_{\text{etanol}} = 30\,720 \text{ g}$$

$$n_{\text{etanol}} = \frac{30\,720}{46} = 667,826 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol (etanol)} \text{ — } 1255 \text{ kJ liberados}$$

$$667,826 \text{ mol} \text{ — } E$$

$$E = 8,38 \cdot 10^5 \text{ kJ liberados}$$

Conexão

Meio ambiente (p. 222)

Amazônia: o “pulmão do mundo”

1. Pesquisa a ser desenvolvida pelo aluno.
2. Pesquisa a ser desenvolvida pelo aluno.

Capítulo 11

Lei de Hess

Objetivos do capítulo

- Compreender o enunciado da Lei de Hess;
- quantificar a variação de entalpia de uma reação química usando a Lei de Hess.

Sugestões de abordagem

Após a explicação da Lei de Hess, que relaciona os estados final e inicial de uma reação química, é extremamente importante que sejam mostradas as resoluções de uma boa quantidade de exercícios, pois os alunos, a princípio, apresentam grande dificuldade em montar a equação pedida usando outras fornecidas.

culdade em montar a equação pedida usando outras fornecidas.

OBSERVAÇÃO

- O item entropia e energia livre de Gibbs normalmente não é abordado no Ensino Médio, devido ao fato de sua definição envolver equações termodinâmicas de difícil compreensão para os alunos dessa faixa etária. Em razão disso, limitamo-nos a apresentar relações (fórmulas) que permitam ao aluno determinar a espontaneidade das reações.

Algo a mais

Entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio: uma experiência simples de calorimetria com material de baixo custo e fácil aquisição

Transcrevemos a seguir um artigo da revista *Química Nova na Escola*, descrevendo uma atividade em que se determina uma entalpia de decomposição, levando em conta alguns aspectos experimentais que merecem ser discutidos com os alunos.

Termoquímica é um assunto importante, tanto no Ensino Médio quanto em disciplinas de Química Geral e Físico-Química no Ensino Superior.

Devido a limitações de infraestrutura, experiências de calorimetria no Ensino Médio, e mesmo em disciplinas de Química Geral, normalmente se restringem à clássica determinação da entalpia de neutralização de ácidos e bases fortes e/ou medidas de variação de entalpia associada a processos de dissolução.

Este artigo descreve uma experiência simples, realizada com material de fácil aquisição e baixo custo, mas que também produz bons resultados. Nesse experimento calorimétrico, foi medida a entalpia molar da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio contido em água oxigenada comercial a 10 volumes, usando fermento biológico (de pão) como catalisador.

Material e reagentes

- Recipiente de isopor (usado para manter a temperatura de mamadeiras, latas de bebidas, etc.).
- Termômetro de álcool, para medir temperaturas entre 20° e 60 °C (modelo utilizado nas áreas de refrigeração, galpões de criação de frangos, etc. — facilmente obtido no comércio) ou termômetro digital.
- Fermento biológico (fermento de pão) fresco ou desidratado.
- Água oxigenada comercial a 10 volumes.

Procedimento

A Figura 1 mostra dois calorímetros simples. O da esquerda equipado com um termômetro digital e o da direita, com um termômetro a álcool.

Esses calorímetros podem ser construídos com um porta-lata de isopor, para manter refrigeradas latas de bebidas, com o fundo de um outro adaptado para

ser usado como tampa (corte com uma faca, lixe para ficar bem plano e adapte bem justo ao porta-lata).

É importante assegurar que os termômetros estejam bem inseridos na água oxigenada, garantindo que estes fiquem em contato com o líquido durante a reação de decomposição.



Figura 1: Calorímetro simples.

Como gás oxigênio é liberado durante essa reação, é necessário fazer um pequeno orifício adicional na tampa do calorímetro, além do orifício destinado aos termômetros, para permitir a saída do gás e consequentemente manter a pressão constante.

Adicione ao calorímetro um frasco de 100 mL de água oxigenada a 10 volumes. O uso deste exatamente dispensa a medida de volumes (e massa), pois tendo em vista que esses frascos contêm exatamente essa quantia especificada no rótulo e que, considerando que se trata de uma solução aquosa diluída (3% m/V), a massa dos 100 mL dessa água oxigenada terá aproximadamente 100 g.

Meça exatamente a temperatura da solução. Essa será a temperatura inicial (T_i).

Adicione aproximadamente meia colher de chá de fermento biológico, e tampe rapidamente o calorímetro. Testamos o experimento também com dióxido de manganês e não encontramos nenhuma diferença nos resultados, dando preferência ao fermento por ser mais acessível. O furo previamente feito na tampa do calorímetro permite a saída do gás oxigênio produzido.

Agite suavemente para misturar bem o fermento com a água oxigenada, e observe cuidadosamente a variação da temperatura do sistema, até atingir um valor máximo estabilizado. Essa será a temperatura final (T_f). Calcule ΔT ($\Delta T = T_f - T_i$), que será usado nos cálculos da entalpia de reação.

Cálculos

Nos cálculos, serão feitas as seguintes aproximações. Densidade da solução igual à da água, ou seja, $1,0 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ (ou $1,0 \text{ g} \cdot (\text{mL})^{-1}$) e calor específico da

mistura (água oxigenada mais fermento) igual ao da água, ou seja, $4,18 \text{ J} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$.

As duas aproximações se justificam pelo fato de a água oxigenada usada, contendo o peróxido de hidrogênio, ser uma solução aquosa diluída, contendo apenas 3% m/V de H_2O_2 , resultando em erro desprezível para a finalidade dessa experiência. Também, para uma primeira aproximação, será desprezada a capacidade calorífica do calorímetro (constante calorimétrica). Com essas considerações, a energia, na forma de calor, absorvida pela água será dada por:

$$q_{\text{abs}} \text{ pela água} = 4,18 \text{ J}/^\circ\text{C} \cdot \text{g} \cdot 100 \text{ g} \cdot \Delta T$$

e, assim, o calor liberado pela reação terá o mesmo valor, porém com sinal invertido, ou seja:

$$q_{\text{lib}} \text{ pela reação} = -4,18 \text{ J}/^\circ\text{C} \cdot \text{g} \cdot 100 \text{ g} \cdot \Delta T$$

Como em 100 mL de água oxigenada só existem 3,0 g de H_2O_2 ou 0,088 mol, já que no rótulo vem especificado que cada mL de água oxigenada contém 30 mg de H_2O_2 , o ΔH (por mol de peróxido de hidrogênio decomposto) da reação será $q_{\text{lib}}/0,088$ em kJ/mol.

Com esse equipamento e esse procedimento de cálculo, obtêm-se resultados bastante razoáveis diante dos valores da literatura e, dependendo do aprofundamento que se deseja, o procedimento descrito até agora pode ser considerado suficiente.

Entretanto, para resultados mais exatos, é necessário levar em consideração o calor absorvido pelo próprio calorímetro (constante do calorímetro). Como fazer isso é descrito a seguir.

Determinação da constante calorimétrica (C)

Para se determinar o calor absorvido pelo calorímetro e assim a constante calorimétrica, mistura-se no calorímetro água fria com água quente. Num calorímetro perfeito, ou seja, um calorímetro no qual não ocorre troca de calor entre este e a vizinhança, a energia ganhada pela água fria, na forma de calor, terá que ser igual à energia perdida, na forma de calor, pela água quente. Isso nunca ocorre. Isopor é um bom isolante e o calor absorvido pelo calorímetro será pequeno, mas para resultados exatos deve ser levado em consideração.

Para se determinar a constante calorimétrica do calorímetro (uma propriedade de cada calorímetro), pode se proceder como se segue.

Colocar no calorímetro 50,0 mL de água fria (temperatura ambiente) e medir exatamente a temperatura dessa água.

Aquecer 50,0 mL de água até uma temperatura em torno de 70°C . Medir exatamente a temperatura dessa água.

Adicionar rapidamente essa água quente à água fria no calorímetro, tampar e agitar o calorímetro para homogeneizar a solução resultante.

Observar a variação de temperatura do sistema. Quando atingir um valor constante (parar de subir), anotar a temperatura final da mistura.

Repetir a determinação pelo menos três vezes e calcular a média das variações das temperaturas (ΔT s) entre a mistura e a água fria e entre a água quente e a mistura, que serão usadas no cálculo da constante calorimétrica, conforme ilustrado pela Tabela 1.

Tabela 1: Dados experimentais para o cálculo da constante do calorímetro equipado com termômetro digital.

	T água fria	T água quente	T mistura	ΔT água fria	ΔT água quente
	22,2	69	44,7	22,5	24,3
	22,4	73	45,1	22,7	27,9
	22,8	73	46,4	23,6	26,6
Médias		—	—	22,9	26,3

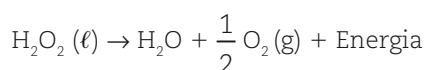
A constante calorimétrica (C) será então calculada como se segue:

$$\begin{aligned} m_{\text{água fria}} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot (^\circ\text{C})^{-1} \cdot \Delta T_f + C \cdot \Delta T &= \\ = m_{\text{água quente}} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot (^\circ\text{C})^{-1} \cdot \Delta T_q \end{aligned}$$

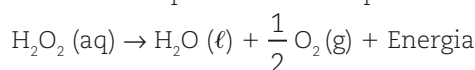
em que ΔT_f é a diferença entre a temperatura da mistura e da água fria e ΔT_q , a diferença entre a temperatura da água quente e da mistura, respectivamente.

Considerações teóricas

A decomposição do peróxido de hidrogênio é uma reação isotérmica, dada pela equação:



Ou no caso específico desse experimento:



Para a temperatura ambiente, 25°C , ou 298,15 K, o ΔH dessa reação pode então ser calculado pela expressão:

$$\Delta H + \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} (\ell) - \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$$

O ΔH_f° do H_2O_2 (aq) pode ser encontrado no *Handbook of Chemistry and Physics* (Weast, 1983-1984; Lide, 2006) e vale $-191,0 \text{ kJ/mol}$. O da água líquida, que pode ser obtido também no mesmo livro, e em livros-textos, vale $-285,5 \text{ kJ/mol}$. Fazendo os cálculos com esses dados, obteremos para o ΔH dessa reação $-94,50 \text{ kJ/mol}$.

Alguns resultados ilustrativos

A determinação do calor de decomposição do peróxido de hidrogênio em água oxigenada comercial a 10 volumes (3% m/V) constitui uma das práticas de laboratório da disciplina Química Fundamental, oferecida para os cursos de Farmácia e de Nutrição da União de Ensino Superior de Viçosa, Univiçosa. Os resultados obtidos pelos estudantes foram sempre muito próximos de -95 kJ/mol .

Para ilustrar esse artigo, os autores fizeram algumas determinações, usando os calorímetros mostrados na Figura 1.

Primeiro, com três repetições, foi determinada a constante do calorímetro equipado com termômetro digital. Veja Tabela 1.

O valor médio encontrado para o C foi de $31,0 \text{ J/}^\circ\text{C}$.

Com cada um dos calorímetros, foram então feitos dois experimentos para a determinação do calor da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio em água oxigenada a 10 volumes. Os resultados estão descritos na Tabela 2.

Tabela 2: Dados experimentais para a determinação do ΔH de decomposição do peróxido de hidrogênio com os calorímetros equipados com termômetro digital e termômetro a álcool, respectivamente.

Calorímetro	V H_2O_2	m H_2O_2	ΔT
com termômetro digital	100 mL	100 g	18,3
	100 mL	100 g	18,2
com termômetro a álcool	100 mL	100 g	18,0
	100 mL	100 g	18,0

O calor liberado é então calculado por meio da fórmula:

$$q_{\text{lib}} = -4,18 \text{ J/}^\circ\text{C} \cdot g \cdot 100 \text{ g} \cdot \Delta T + C \cdot \Delta T$$

Para o calorímetro com termômetro digital, encontra-se então:

$$q_{\text{lib}} = -8,19 \cdot 10^3 \text{ J}$$

(três algarismos significativos)

Como em 100 mL de água oxigenada a 10 volumes existem 3,00 g de H_2O_2 ou 0,0882 mol, teremos então que:

$$\Delta H = -9,28 \cdot 10^4 \text{ J/mol ou}$$

$$\Delta H = -92,8 \text{ kJ/mol}$$

Para o calorímetro com termômetro a álcool (menor precisão, subdividido em graus, enquanto o termômetro digital usado mede décimos de graus), encontrou-se valor um pouco menor, ou seja:

$$\Delta H = -9,18 \cdot 10^4 \text{ J/mol ou}$$

$$\Delta H = 91,8 \text{ kJ/mol}$$

Comparado com o valor encontrado na literatura (Marzzacco, 1999), $-94,6 \text{ kJ/mol}$, teríamos para o primeiro calorímetro um erro relativo de aproximadamente 2% e para o segundo um erro relativo de aproximadamente 3%. Considerando os equipamentos usados, estes resultados podem ser considerados muito bons.

É importante notar que os resultados aqui apresentados são apenas para efeito de ilustração, sendo ainda importante notar que em todas as nossas aulas práticas sempre são encontrados resultados muito próximos de -95 kJ/mol .

Considerações finais

Pouco existe na literatura sobre práticas de laboratório para medir a entalpia de decomposição do peróxido de hidrogênio. Fazendo a pesquisa bibliográfica, os autores encontraram apenas um artigo, de Marzzacco (1999).

Talvez uma das razões para isso seja que essa reação libera gás (oxigênio), o que precisaria ser levado em consideração. No experimento descrito por nós, o equipamento tem um pequeno orifício para que esse gás possa escapar e, assim, manter a pressão constante. Esse gás que escapa produz algum efeito térmico? Essa é uma questão importante e sem dúvida existe.

O artigo de Marzzacco ignora esse aspecto. Entretanto, a julgar pelos resultados obtidos, esse efeito não deve ser grande, mas merece ser levado em consideração. Assim, fizemos os cálculos para o trabalho de expansão a pressão constante (contra a atmosfera) $W = P \cdot \Delta V$, encontramos que este vale aproximadamente $0,1 \text{ kJ/mol}$ e concluímos que de fato esse valor é insignificante comparado com -95 kJ/mol .

Questões para discussão

1. A reação usada neste experimento necessita de um catalisador, pois a decomposição é extremamente lenta sem o uso deste. Como podemos explicar que catalisadores aceleram reações químicas?
2. Ao se colocar água oxigenada em uma ferida [água oxigenada é um antisséptico], observa-se uma formação de espuma e borbulhas. O que acontece quando a água oxigenada entra em contato com a ferida?

Referências

LIDE, D. R. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 86th ed. Boca Raton: Taylor and Francis, 2006. Disponível em: <www.hbcpnetbase.com>. Acesso em: 17 abr. 2014.

MARZZACCO, C. J. The Enthalpy of Decomposition of Hydrogen Peroxide: a General Chemistry Calorimetry Experiment. *Journal of Chemical Education*, v. 76, n. 11, nov. 1999.

WEAST, R. C. (Ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. 64th ed. Boca Raton: CRC Press, 1983-1984.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 227)

1. $\Delta H = -110,5 \text{ kJ}$
2.
$$\begin{array}{rcl} \text{C (graf)} + 2 \text{H}_2(\text{g}) & \rightarrow & \text{CH}_4(\text{g}) \quad \Delta H = -18 \text{ kcal} \\ \text{CH}_4(\text{g}) & \rightarrow & \text{C (g)} + 2 \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H = +190 \text{ kcal} \\ \hline \text{C (graf)} & \rightarrow & \text{C (g)} \quad \Delta H = -172 \text{ kcal} \end{array}$$
3. I. $\text{CH}_4(\text{g})$; II. $\text{C (g)} + 2\text{H}_2(\text{g})$.
4. $\Delta H_1 = -18 \text{ kcal}$; $\Delta H_2 = -190 \text{ kcal}$; $\Delta H = +172 \text{ kcal}$.
5. Absorção de 860 kcal.
6. Absorção de 1 720 kcal.
7. $\Delta H = -94,4 \text{ kcal}$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 228)

1. Alternativa c.
A reação dada por $A \rightarrow D$ ΔH_1 , pode ocorrer seguindo estas etapas:
 $A \rightarrow B$ ΔH_2
 $B \rightarrow C$ ΔH_3
 $C \rightarrow D$ ΔH_4
Assim, $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4$
2. Segundo a lei de Hess, devemos inverter a primeira reação, assim teremos:
$$\begin{array}{rcl} \text{CO} & \rightarrow & \text{C (graf)} + \text{O}_2 \quad \Delta H = +110 \text{ kJ} \\ \text{C (graf)} + \text{O}_2 & \rightarrow & \text{CO}_2 \quad \Delta H = -394 \text{ kJ} \\ \hline \text{CO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 & \rightarrow & \text{CO}_2 \quad \Delta H = +110 + (-394) = -284 \text{ kJ} \end{array}$$
3. $\Delta H_1 = -286 - (-293,3) = 7,3 \text{ kJ}$
4. $\Delta H_2 = -242 - (-286) = 44 \text{ kJ}$
5. $\Delta H_5 = -242 - (-293,3) = 51,3 \text{ kJ}$

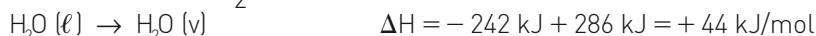
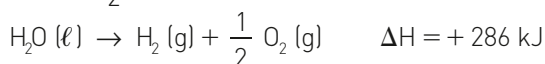
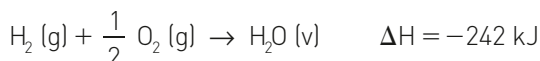
6. Segundo a lei de Hess devemos inverter a segunda reação, assim teremos:

$$\Delta H = \Delta H_1 + (-\Delta H_2) = 7,3 + (-44) = -36,7 \text{ kJ}$$

7. Segundo a lei de Hess, devemos inverter e multiplicar por 2 a primeira reação, então teremos:

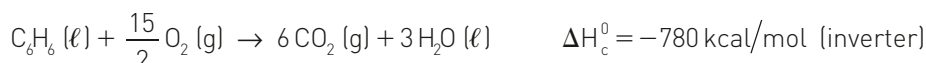


8. Teremos:

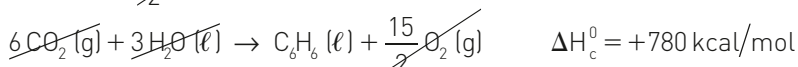
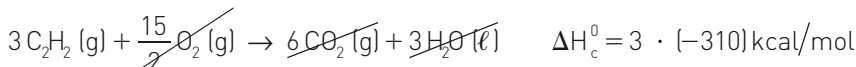


$$\begin{array}{rcl} 44 \text{ kJ} & \text{---} & 1 \text{ mol de H}_2\text{O} \text{ ---} 18 \text{ g} \\ \times & \text{---} & 18 \cdot 10^3 \text{ g} \\ \hline x & = & 44 \cdot 10^3 \text{ kJ.} \end{array}$$

9. Alternativa b.

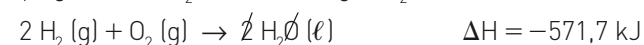


Então,



10. Alternativa d.

Pela Lei de Hess, teremos:



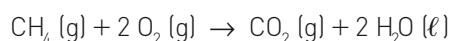
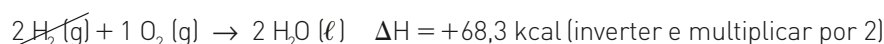
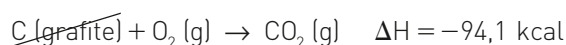
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H = -1\,203,6 - 2 \cdot (-37,1) - 571,7$$

$$\Delta H = -1\,849,5/2$$

$$\Delta H = -924,75 \text{ kJ}$$

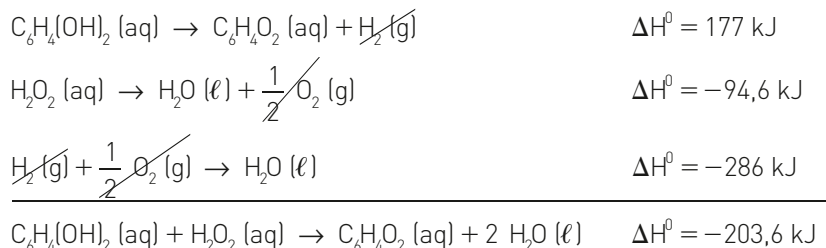
11. Alternativa a.



De acordo com a Lei de Hess, a variação de entalpia final corresponde ao somatório das variações de entalpias das reações intermediárias. Assim, teremos:

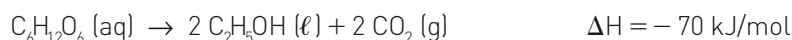
$$-94,1 - 2 \cdot [68,3] + 17,9 = -212,8 \text{ kcal}$$

12. Alternativa b.

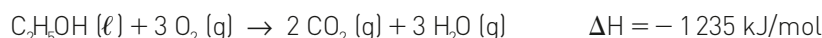


13. Alternativa e.

Inverter a reação de produção do etanol, resultando em uma entalpia de + 70 kJ:



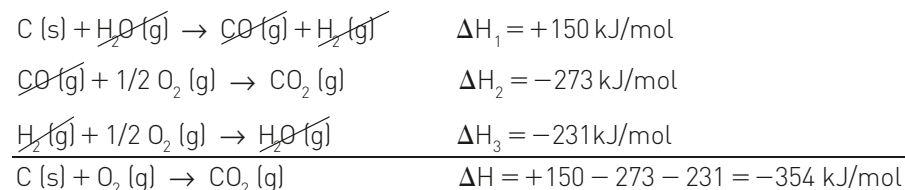
Inverter e multiplicar por 2 a reação de combustão do etanol, resultando em uma entalpia de + 2470 kJ:



$$\Delta H = +70 \text{ kJ} + 2470 \text{ kJ} = +2540 \text{ kJ}$$

14. Alternativa e.

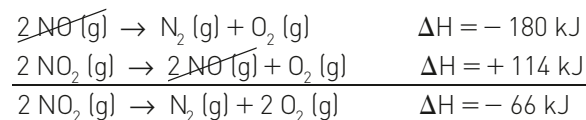
Teremos, de acordo com a Lei de Hess:



Desafiando seus conhecimentos (p. 230)

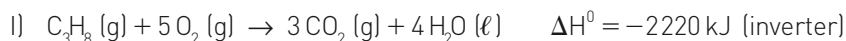
1. Alternativa b.

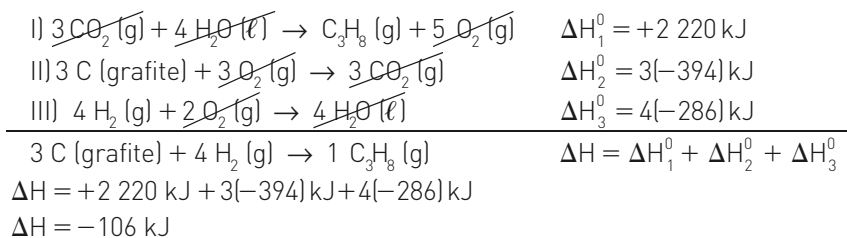
Aplicando a Lei de Hess, devemos inverter as duas equações e obteremos a reação de decomposição do poluente (NO_2):



A reação é exotérmica e a quantidade de energia liberada é menor do que 114 kJ.

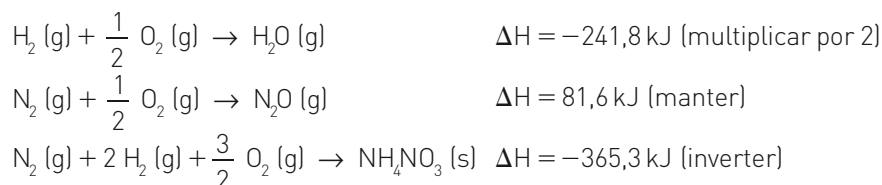
2. Teremos, de acordo com a Lei de Hess:



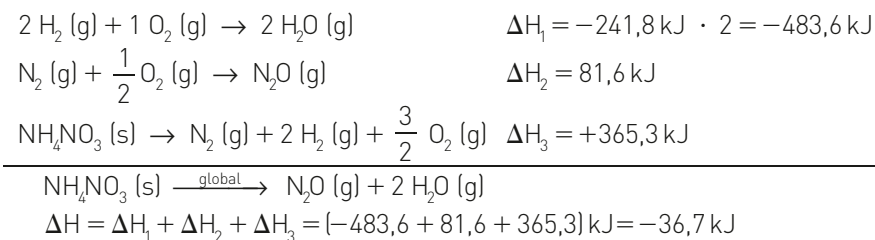


3. Alternativa b.

Aplicando a Lei de Hess, teremos:



Então,

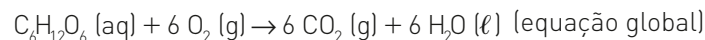
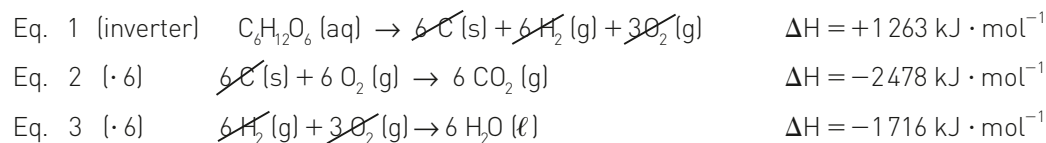


São liberados 36,7 kJ.

4. Alternativa b.

Utilizando a lei de Hess, podemos chegar à equação global: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) + 6\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

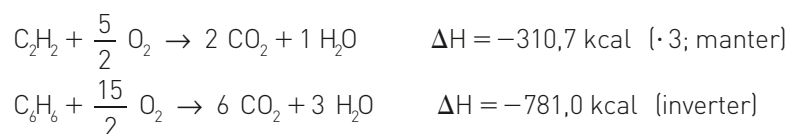
Manipulando-se de forma conveniente as equações fornecidas:



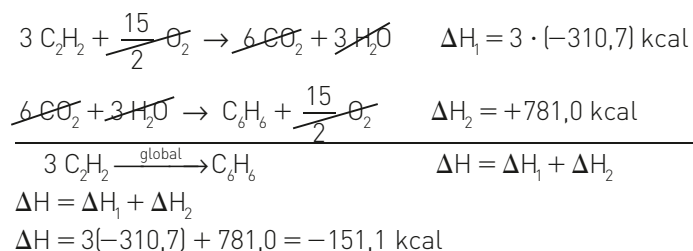
O valor de ΔH pode ser obtido somando-se os valores das equações.

Assim: $\Delta H_{\text{combustão}} = +1\,263 - 2\,478 - 1\,716 = -2\,931 \text{ kJ/mol de glicose.}$

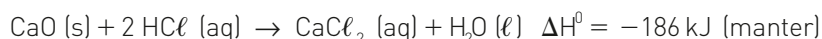
5. Alternativa a.



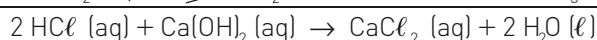
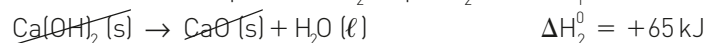
Então,



6.a) Aplicando a Lei de Hess, vem:



Então,



$$\Delta H_{\text{final}} = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 + \Delta H_3^0 = -186 + 65 + 13 = -108 \text{ kJ}$$

b) A partir da primeira reação $\text{CaO (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{CaCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$, teremos:



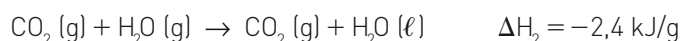
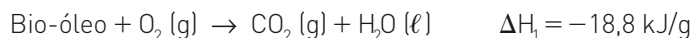
$$56 \text{ g} \text{ ————— } 186 \text{ kJ liberados}$$

$$280 \text{ g} \text{ ————— } E$$

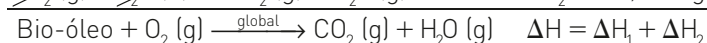
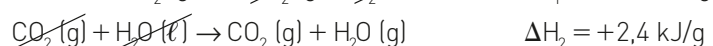
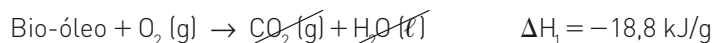
$$E_{\text{liberada}} = 930 \text{ kJ} \Rightarrow \text{Reação exotérmica}$$

7. Alternativa c.

A partir da análise do diagrama, vem:



Invertendo a segunda equação e aplicando a Lei de Hess, teremos:



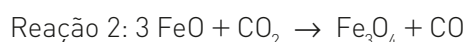
$$\Delta H = -18,8 + 2,4 = -16,4 \text{ kJ/g}$$

$$1 \text{ g} \text{ ————— } -16,4 \text{ kJ (liberados)}$$

$$5 \text{ g} \text{ ————— } \underbrace{5 \cdot (-16,4) \text{ kJ}}_{-82,0 \text{ kJ}} \text{ (liberados)}$$

$$\text{Variação de entalpia} = -82,0 \text{ kJ}$$

8. Alternativa b.



A reação 1 deve ser dividida por 2, a reação 2 deve ser dividida por 3 e a reação 3 deve ser dividida por 6; aplicando as mesmas operações nos respectivos ΔH e somando-os, chega-se num ΔH final de -17 kJ .

Leia, analise e responda – País desperdiça biogás (p. 232)

1.

$$\begin{array}{l} 10^6 \text{ m}^3 \text{ de gás natural} \text{ — } 100\% \\ V \text{ — } 70\% \end{array}$$

$$V = 7 \cdot 10^5 \text{ m}^3 \text{ de metano.}$$

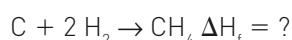
$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow 0,7 \frac{m}{7 \cdot 10^5} \Rightarrow m = 4,9 \cdot 10^5 \text{ kg de metano.}$$

$$10^3 \text{ kg de metano} \text{ — } 21 \text{ créditos}$$

$$4,9 \cdot 10^5 \text{ kg de metano} \text{ — } x$$

$$x = 10\,290 \text{ créditos.}$$

2. A reação de formação do metano é dada por:



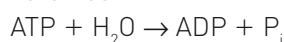
Assim teremos:



$$\Delta H_f = -294 + (-572) + 888 = +22 \text{ kJ.}$$

Conexão Biologia (p. 233)

1. Teremos:



$$\Delta H = \Delta H_{\text{produtos}} - \Delta H_{\text{reagentes}}$$

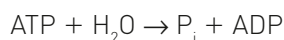
$$\Delta H = [(-2\,626,54) + (-1\,299)] - [(-3\,619,21) + (-285,5)]$$

$$\Delta H = -20,83 \text{ kJ}$$

2. Segundo a lei de Hess, devemos dividir a primeira reação dada por dois e inverter a segunda, assim teremos:



$$\Delta G = \frac{27,6 \text{ kJ}}{2} = 13,8 \text{ kJ}$$



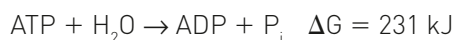
$$\Delta G = -30,5 \text{ kJ}$$



$$\Delta G = 13,8 + (-30,5) = -16,7 \text{ kJ}$$

Trata-se de um processo espontâneo, uma vez que $\Delta G < 0$.

3. Teremos:



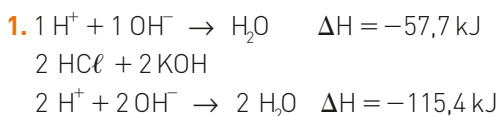
$$\Delta G = \Delta G_{\text{produtos}} - \Delta G_{\text{reagentes}}$$

$$231 = [(-1906,3) + (-1906,1)] - [(-2768,1) + \Delta G_{\text{água}}^0]$$

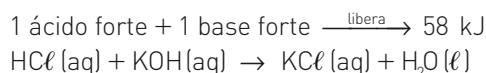
$$\Delta G_{\text{água}}^0 = -1275,3 \text{ kJ/mol}$$

Complemento (p. 236)

Exercícios (p. 236)

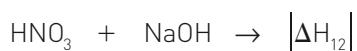
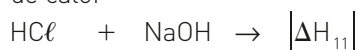


2. Alternativa c.



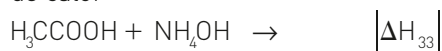
3. Alternativa d.

Ácido forte + base forte $\rightarrow$ maior liberação de calor



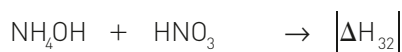
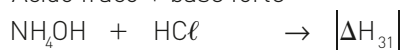
$$|\Delta H_{11}| = |\Delta H_{21}| = |\Delta H_{12}| = |\Delta H_{22}|$$

Ácido fraco + base fraca $\rightarrow$ menor liberação de calor



Ácido forte + base fraca ou um valor para calor liberado intermediário

Ácido fraco + base forte



$$|\Delta H_{31}| = |\Delta H_{32}| = |\Delta H_{13}| = |\Delta H_{23}|$$

4. [I] A titulação de volumes iguais de cada uma das soluções requer o mesmo volume de solução-padrão de NaOH. Não se distingue, portanto, cada uma das soluções:

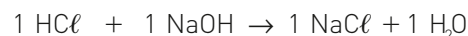


[II] Permite, pois a reação de 1 mol de qualquer ácido forte (HY) com 1 mol de qualquer base forte (NaOH) libera sempre a mesma quantidade de calor (13,7 kcal).

A reação de 1 mol de ácido fraco (HX) com 1 mol de base forte (NaOH) libera quantidade de calor menor que 13,7 kcal.

5. Alternativa c.

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol de NaOH}$$



1 mol — 1 mol — 1 mol

0,05 mol — 0,05 mol — 0,05 mol

1 cal — 4,18 J

0,05 mol — 2,7588 kJ

660 cal — x

1 mol — x

$x = 2758,8 \text{ J} = 2,7588 \text{ kJ}$

$x \cong 55,2 \text{ kJ}$



b)

$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 50 \cdot 10 \text{ L} = 250 \text{ mol}$



$\rightarrow n_{\text{NaOH}} = 500 \text{ mol}$

$m_{\text{NaOH}} = 500 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 20000 \text{ g} = 20 \text{ kg}$

c) Para cada mol de H_2SO_4 neutralizado são formados 2 mol de água, portanto, nas condições do item b, são produzidos 500 mol de água.

$\Delta H = -13,8 \cdot 500 = -6900 \text{ kcal}$

d) $m_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ em 10 mL de ácido = 19,6 g

$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 19,6 \text{ g} / 98,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,2 \text{ mol}$

$\Delta H = -20,2 \cdot 0,2 = 4,04 \text{ kcal}$

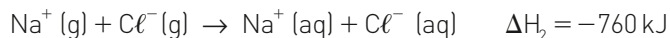
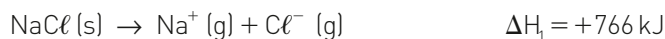
$\Delta T = 4040 \text{ cal} \div 100 \text{ cal} / ^\circ\text{C} = 40,40 ^\circ\text{C}$

Exercícios (p. 239)

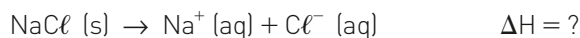
1. Alternativa e.

2. Alternativa e.

Pelo diagrama:



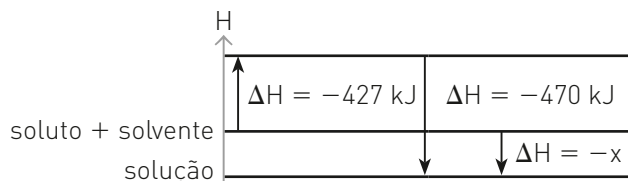
Somando membro a membro e aplicando a Lei de Hess:



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = +766 - 760 = +6 \text{ kJ}$$

A reação é pouco endotérmica, envolvendo menos de 10 kJ.

3.

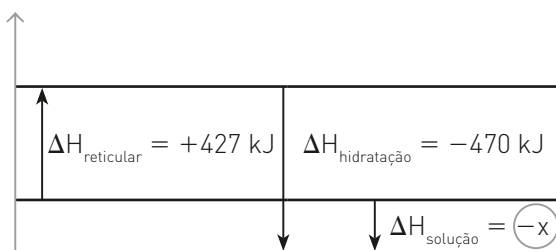


A dissolução, ou seja, a preparação da solução, é um processo exotérmico ($\Delta H = -x$); logo, podemos concluir que $E_{\text{hidratação}} > E_{\text{reticular}}$, lembrando que $E_{\text{hidratação}}$ é sempre exotérmica e $E_{\text{reticular}}$ é sempre endotérmica.

a) Energia reticular $\Rightarrow |\Delta H = +427 \text{ kJ}|$

b) Energia de hidratação $\Rightarrow |\Delta H = -470 \text{ kJ}|$

c) H



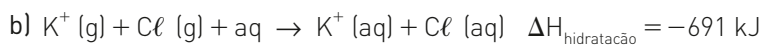
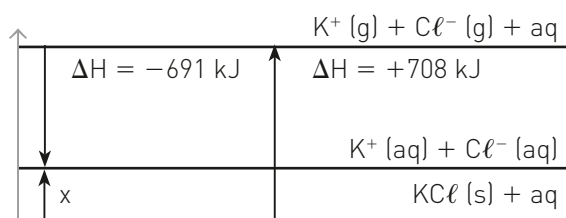
$$|427| + |x| = |470|$$

$$x = 43 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{solução}} = -43 \text{ kJ}$$

4.

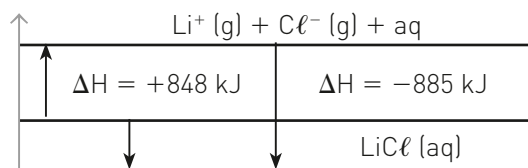
Entalpia (kJ)



$$\begin{aligned} \text{c) } x &= \Delta H_{\text{solução}} \\ |x| + |691| &= |708| \\ x &= 17 \\ \Delta H_{\text{solução}} &= +17 \text{ kJ} \end{aligned}$$

5.

Entalpia (kJ)



a) $\Delta H_{\text{reticular}} = +848 \text{ kJ}$

b) $\Delta H_{\text{hidratação}} = -885 \text{ kJ}$

c) $\Delta H_{\text{solução}} = -37 \text{ kJ}$

6. São corretas: 0-0; 3-3

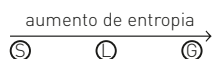


Como o ΔH da solução é endotérmico ($\Delta H > 0$), podemos concluir que: $|\Delta H_{\text{reticular}}| > |\Delta H_{\text{hidratação}}|$

Exercícios (p. 241)

1. Alternativa e.

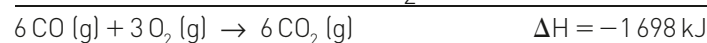
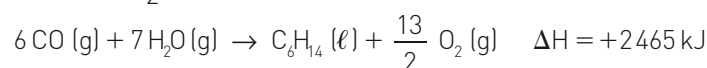
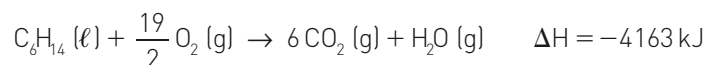
2. Alternativa b.



3. Corretos: 1-1; 3-3; 4-4.

4. [0-0] Incorreta. $\text{CO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$. Toda combustão é exotérmica.

[1-1] Correta.



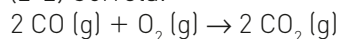
6 mol de CO liberados 1698 kJ

1 mol de CO — x

x = 283 kJ liberados

$\Delta H = -283 \text{ kJ/mol de CO}$

[2-2] Correta.



$\frac{2 \text{ mol} + 1 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} > \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ mol}}$

[3-3] Correta. A combustão completa sempre libera mais calor do que a incompleta.

[4-4] Correta.

5. $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

$$\Delta G = 9713 - (T \cdot 26,04)$$

Para o processo ser espontâneo, $\Delta G < 0$; para tanto:

$$9713 < T \cdot 26,04$$

$$T > 373 \text{ K ou } T > 100^\circ \text{C}$$

6. Alternativa a.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Espontâneo: $\Delta G < 0$

$$\Delta G = -108,28 \cdot 10^3 - [T \cdot (-131,63)]$$

$$|-108,28 \cdot 10^3| < |-T \cdot 131,63|$$

$$T < 822 \text{ K}$$

$$T < 549^\circ \text{C}$$

7.4

8.2

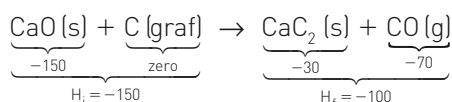
9.1

10.3

11.4

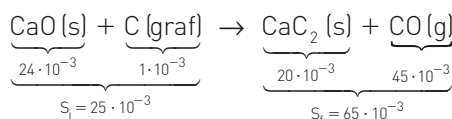
12.1 e 2

13. Alternativa a.



$$\Delta H = (-100) - (-150)$$

$$\Delta H = +50 \text{ kcal}$$



$$\Delta S = (65 \cdot 10^{-3}) - (25 \cdot 10^{-3})$$

$$\Delta S = 40 \cdot 10^{-3} \text{ kcal}$$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = +50 - (T \cdot 40 \cdot 10^{-3})$$

$$\Delta G < 0$$

$$50 < T \cdot 40 \cdot 10^{-3}$$

$$T > 1250 \text{ K}$$

$$T > 977^\circ \text{C}$$

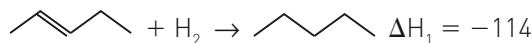
14.

[0-0] Incorreta. $114 < 118$

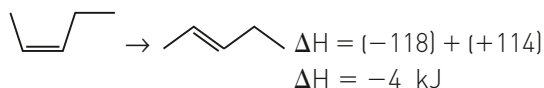
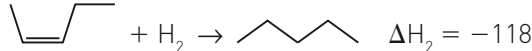
[1-1] Correta. $\text{H}_2 \text{ (g)}$ no estado-padrão $H = \text{zero}$.

[2-2] Correta.

1.



2.



[3-3] Incorreta. O ΔS deveria ser positivo.

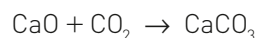
[4-4] Correta.

$$\Delta G = (-114) - [300 \cdot (-124 \cdot 10^{-3})]$$

$$\Delta G = (-114) - (-37,2)$$

$$\Delta G = -76,8 \text{ kJ}$$

15. Montando a reação:



CaO:

$$\Delta H = -635,1 \text{ kJ} \quad \Delta S = 39,8 \text{ J}$$

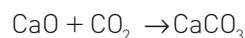
CO₂:

$$\Delta H = -393,5 \text{ kJ} \quad \Delta S = 213,6 \text{ J}$$

CaCO₃:

$$\Delta H = -1206,9 \text{ kJ} \quad \Delta S = 92,9 \text{ J}$$

Devemos calcular o ΔS da reação, utilizando a seguinte fórmula:



reagentes $\rightarrow$ produto

$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{produto}} - \Delta H_{\text{reagente}}$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = -1206,9 - (-635,1 - 393,5)$$

$$\Delta H_{\text{reação}} = -178,3 \text{ kJ}$$

Entropia ΔS da reação:

$$\Delta S_{\text{reação}} = \Delta S_{\text{produto}} - \Delta S_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta S_{\text{reação}} = 92,9 - (39,8 + 213,6)$$

$$\Delta S_{\text{reação}} = -160,5 \text{ J}$$

Como a entalpia está em kJ e a entropia em J, dividimos $-160,5$ por 1000 para transformar em kJ.

$$\Delta S_{\text{reação}} = \frac{-160,5}{1000}$$

$$\Delta S_{\text{reação}} = -0,1605$$

$$\Delta G < 0$$

$$\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$$

$$-T \cdot \Delta S < \Delta H$$

$$-T < \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

$$T > \frac{\Delta H}{\Delta S} \text{ (inverte o sinal ao passar de } -T \text{ para } T)$$

$$T > \frac{-178,3}{-0,1605}$$

$$T > 1110,9$$

A temperatura tem que ser maior que 1110,9 K.

Unidade 4 – Oxirredução

Esta unidade é de fundamental importância para o entendimento dos processos eletroquímicos e eletrolíticos.

Devido a essa importância, sugerimos trabalhar os capítulos desta unidade de forma bem simplificada e sempre contextualizando com as reações de oxirredução que ocorrem em nosso cotidiano: reações para o funcionamento de pilhas e baterias, queima de compostos orgânicos, enferrujamento de portões e automóveis e até mesmo reações de oxidação e redução que ocorrem nos organismos.

Para articular esta unidade com a anterior, vale associar a entalpia das substâncias reduzidas às suas entalpias quando oxidadas.

Objetivos da unidade

- Entender os processos de ganho e perda de elétrons em uma reação química;
- representar reações de oxidação e redução;
- conhecer as regras para a determinação do Nox;
- comparar a quantidade de elétrons perdidos e recebidos nos reagentes e produtos de uma reação de oxirredução.

Ideias iniciais

A sugestão é que o professor utilize a situação proposta na abertura da unidade para iniciar uma discussão preliminar sobre processos que envolvam a transferência de elétrons:

"O navio da imagem de abertura está coberto por ferrugem. Peças de ferro, quando expostas a grande umidade, sem o devido tratamento, reagem com o oxigênio do ar formando a ferrugem.

Você sabe o que existe em comum entre a formação da ferrugem, a fotossíntese, a nossa alimentação e uma indústria siderúrgica?"

A partir das respostas dos alunos, o professor pode sugerir os seguintes exemplos de fenômenos de oxirredução para guiar essa discussão inicial:

Fenômenos naturais: fotossíntese; produção de energia pela oxidação de alimentos. Processos desenvolvidos pelo ser humano: extração de metais a partir de minérios; oxidação de combustíveis fósseis.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do YouTube). Endereços eletrônicos acessados em 6 jun. 2018.

- Interpretação de rótulos de alimentos no ensino de Química (apresenta uma maneira de trabalhar com os rótulos de alimentos para estudar a Química; utilizando os dados fornecidos, trabalha o processo de investigação, a interdisciplinaridade, a importância de justificar o estudo de um determinado assunto, entre outros temas) — *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 34: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc31_1/07-RSA-1007.pdf>.
- Hálito culpado: o princípio químico do bafômetro — *Química Nova na Escola*, n. 5, p. 3: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc05/quim_soc.pdf>.
- *YouTube* — Vídeo mostra os meios de respiração que existem em diferentes seres vivos: <www.youtube.com/watch?v=X9xn0Oesy3U>.

Capítulo 12 Oxirredução

Objetivos do capítulo

- Conhecer o número de oxidação de algumas espécies;
- associar o valor zero ao número de oxidação das substâncias simples no estado-padrão.

Sugestões de abordagem

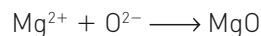
No início da aula, colocar uma lâmina de zinco, bem limpa, em um frasco contendo CuSO_4 (aq) e escrever no quadro de giz as fórmulas dos reagentes. A seguir, enquanto essa reação se processa, queimar

uma palha de aço, especificando os reagentes e indicando que se formam os óxidos de Fe^{2+} e Fe^{3+} .

A análise das equações permite que o aluno perceba a perda e o ganho de elétrons, e, dessa forma, podem ser introduzidos os conceitos de oxidação e redução. Para evitar que o aluno associe o conceito de oxidação somente a reações com oxigênio, discutir a primeira reação, que, a essa altura, já deve ter ocorrido.

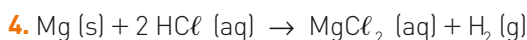
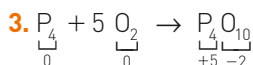
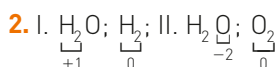
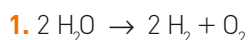
É importante frisar que o número de elétrons recebidos será sempre igual ao número de elétrons perdidos.

A seguir, se possível, provocar a combustão (oxidação) de um disco de Mg cortado de um ânodo de sacrifício de filtro de piscinas. Equacionar então a reação ocorrida:



e indicar a “carga” de cada espécie participante. Se achar conveniente, fazer a relação da “carga” com a localização na tabela e, com isso, introduzir o conceito de **números de oxidação — Nox**.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 251)



5. Formou o sal solúvel MgCl_2 .

6. Mg: Nox = 0

MgCl_2 : Nox_{Mg} = +2; H_2 : Nox_H = 0

7. O magnésio.

8. O hidrogênio.

9. A reação é exotérmica, o que possibilita que parte da água da solução evapore e parte condense.

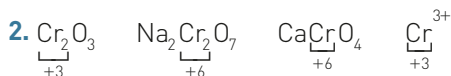
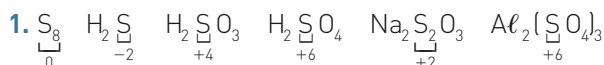
10. Cl_2 : 0; NaCl : -1; CaCl_2 : -1; HCl : -1;

HClO : +1; HClO_2 : +3; HClO_3 : +5;

HClO_4 : +7; Cl_2O_7 : +7;

ClO_4^- : +7

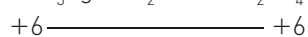
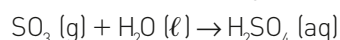
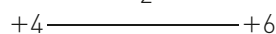
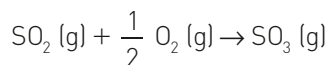
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 251)



3. Alternativa d.



4. Alternativa e.



5. Alternativa d.

Nox do Cl nas substâncias apresentadas:

AlCl_3 : -1; HClO : +1; NaClO_3 : +5; NaClO_2 : +3;

ClO_2 : +4; HClO_4 : +7

6. Alternativa b.

Nox do Mn nas alternativas dadas:

KMnO_4 : +7; MnCl_2 : +2; MnO_2 : +4; $\text{Ca(MnO}_3)_2$: +5;

Mn_2O_3 : +3

7. Alternativa a.

• NO_3^- : N = +5; 3 O = -2

• IO_4^- : I = +7; 4 O = -2

• $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: 2 Cr = +6; 7 O = -2

• $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$: 2 P = +5; 7 O = -2

8. Alternativa a.

• NH_3 : N = -3; 3 H = +1

• N_2 : N = 0; N = 0

• NO_2^- : N = +3; 2 O = -2

• NO_3^- : N = +5; 3 O = -2

9. Camada superior: NO_3^- : N = +5; 3 O = -2

Camada profunda: NH_3 : N = -3; 3 H = +1;

NH_4^+ : N = -3; 4 H = +1

Alguns elementos apresentam diferenças de Nox entre as camadas porque formam substâncias diferentes.

Desafiando seus conhecimentos (p. 253)

1. Alternativa e.

FeO: óxido de ferro II ou óxido ferroso.

Fe₂O₃: óxido de ferro III ou óxido férrico.

Nos óxidos, o número de oxidação do oxigênio vale -2.

2. Alternativa a.

O enxofre não é um halogênio e no SO₄⁻² seu Nox é -6.

3. Alternativa c.

1. Verdadeira. Entre o átomo de carbono e os dois oxigênios há duplas ligações.

2. Verdadeira. O Nox de cada átomo de oxigênio é igual a -2 e o carbono é +4.

3. Falsa. O Nox do carbono é igual a +4.

4. Verdadeira. O átomo de carbono não possui elétrons desemparelhados.

4. a) Metabolização dos radicais livres nas mitocôndrias.

b) Nox do manganês nos compostos citados:

MnSO₄: +2; Mn(SO₄)₂: +4; MnO₂: +4;

K₂MnO₄: +6; KMnO₄: +7

5. Alternativa a.

Nox do manganês nos compostos citados:

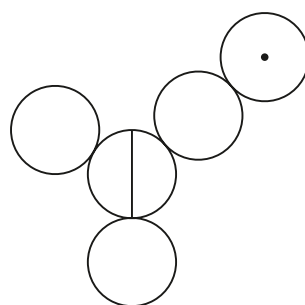
MnCO₃: +2; MnF₃: +3; K₃MnO₄: +5; MnO₄⁻²: +6

6. Alternativa a.

Nox do hidrogênio nos compostos citados:

H₂SO₄: +1; KH: -1; H₂: 0; H₂O₂: +1; NaHCO₃: +1

7. a) HNO₃



Banco de imagens/Arquivo da editora

b) Molécula X: H₂SO₄; elemento central: S;
Nox: +6.

8. a) HNO₃ – ácido nítrico;

NH₄OH – hidróxido de amônio.

b) Nox do urânio no U₃O₈: + $\frac{16}{3}$;

Nox do urânio no (NH₄)₂U₂O₇: +6

Capítulo 13 Reações de oxirredução

Objetivos do capítulo

- Identificar as reações de oxirredução;
- conceituar agente redutor e agente oxidante;
- reconhecer os processos de redução e oxidação que ocorrem nas reações de oxirredução.

Sugestões de abordagem

Como já se relacionou ΔNox aos fenômenos de oxirredução no capítulo anterior, pode-se, por meio

de um exemplo, definir, neste momento, os agentes redutor e oxidante.

É conveniente a resolução de vários exemplos, mostrando sempre o que sofre redução, o que sofre oxidação, o agente redutor e o agente oxidante.

O uso de equações iônicas vai facilitar o entendimento de pilhas e eletrólise. Mostre ao aluno que é conveniente determinar o Nox de todos os elementos participantes da reação, e que isso, muitas vezes, serve como preparação para o balanceamento de reações de oxirredução.

EXPLORE SEU MUNDO (p. 260)

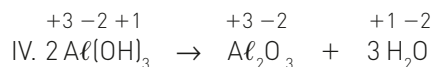
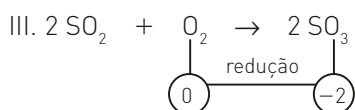
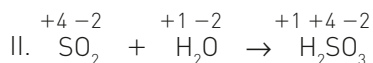
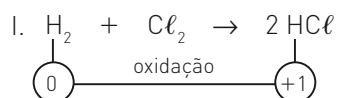
A reação é de oxirredução e o gás oxigênio atua como agente oxidante. Considerando que um dos produtos da queima seja o CO₂, o Nox do carbono nessa substância é + 4.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 260)

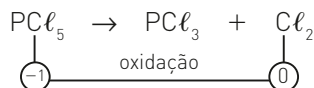
1. $\text{Cu}^{2+} (\text{aq})$
2. $\text{Ni}^{2+} (\text{aq})$
3. $\text{Cu}^0 (\text{s})$
4. $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0 (\text{s})$
5. $\text{Ni}^0 (\text{s}) \rightarrow \text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
6. $\text{Ni}^0 (\text{s}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cu}^0 (\text{s})$
7. Oxidante: Cu^{2+} ; redutor: Ni^0

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 260)

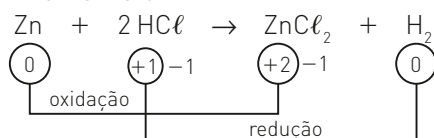
1. Alternativa b.



2. Alternativa d.



3. Alternativa c.

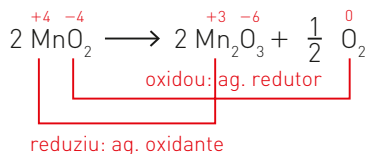


4. Alternativa e.

5. Alternativa d.

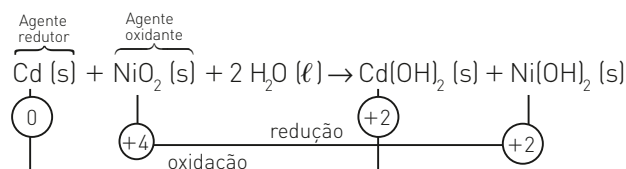
No processo, a prata metálica sofre uma variação de Nox de 0 para +1, caracterizando uma oxidação e atuando como agente redutor da reação.

6. Alternativa d.



7. Alternativa d.

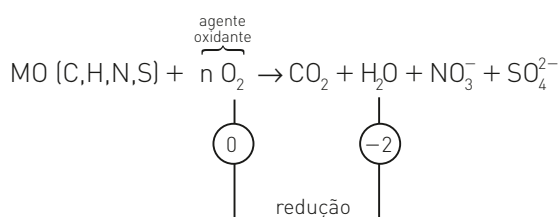
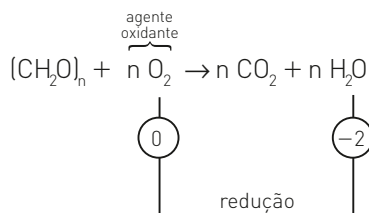
Teremos:



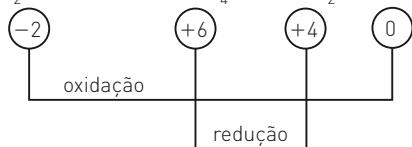
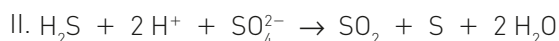
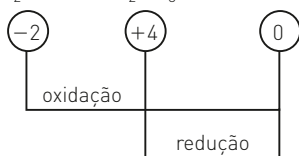
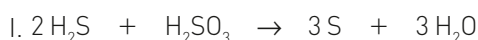
8. Alternativa b.

9. Alternativa e.

No processo de degradação aeróbica ocorrem reações de oxirredução, em que o oxigênio atua como agente oxidante.



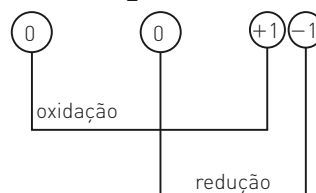
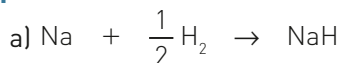
10. Alternativa b.



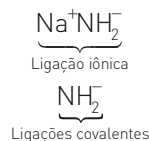
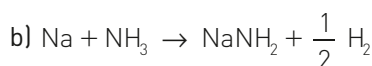
11. Alternativa b.

- a) Incorreta. Não é uma reação de combustão.
- c) Incorreta. O mercúrio participa da reação.
- d) Incorreta. Não existem ligações metálicas nos reagentes da reação.
- e) Incorreto. Na reação estão envolvidos 3 elétrons: 2 do Sn e 1 do Hg.

12.



NaH: hidreto de sódio



13. Alternativa a.

- a) Correta.
 $\text{Mg (s)} + 2 \text{ H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{H}_2 \text{ (g)} + \text{Mg}^{+2} \text{ (aq)}$ (o magnésio oxidou).
- b) Incorreta. O gás hidrogênio possui densidade menor que a da água.
- c) Incorreta. Restarão também íons de Mg^{+2} .
- d) Incorreta. São os agentes oxidantes da reação.

Desafiando seus conhecimentos (p. 263)

1. Alternativa e.

2. Alternativa d.

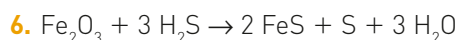
3. Alternativa e.

Observando que, do CO_2 para o CH_4 , o Nox do carbono variou de $+4$ a -4 , então ele sofreu uma variação de 8 unidades.

4. Alternativa e.

Analisando a etapa V observa-se que o Nox do nitrogênio passa de $+5$ para 0 , ou seja, está na espécie mais oxidada e ocorre a redução.

5. Alternativa e.



$$0,102 \text{ kg H}_2\text{S} \longrightarrow 0,176 \text{ g FeS}$$

$$408 \text{ kg H}_2\text{S} \longrightarrow x$$

$$x = 704 \text{ kg FeS (100\% de rendimento)}$$

Sofre oxidação: S (Nox: $-2 \Rightarrow 0$)

Agente oxidante: óxido de ferro (III)

7. F, V, V, V, F.

Leia, analise e responda – Pouco calórico, tomate tem ação antioxidante (p. 265)

1. Radicais livres são espécies químicas que apresentam elétrons desemparelhados, sendo, portanto, altamente reativas.
2. Alimentar-se de modo saudável e ingerir alimentos com propriedades antioxidantes.
3. Uma alimentação balanceada e diversificada, de modo a conter os principais nutrientes necessários para uma boa manutenção e regulação da atividade metabólica.

Balanceamento das equações de reações de oxirredução

Capítulo 14

Objetivos do capítulo

- Quantificar a variação do Nox nas espécies que se reduzem e se oxidam;
- balancear reações de oxirredução.

Sugestões de abordagem

Como os alunos já sabem que ocorre uma transferência de elétrons, mostrar a reação entre Zn (s) e

HCl (aq) e, pelo número de elétrons transferidos, fazer o balanceamento. Partindo desse exemplo, levar os alunos a entender que:

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ total de e}^- (\text{perdidos ou recebidos}) &= \\ &= \Delta \text{Nox} \cdot \text{coeficiente} \end{aligned}$$

Antes de apresentar equações mais complicadas, dar outros exemplos de reações com substâncias simples.

Conexão

Estética (p. 269)

Descolorindo o cabelo

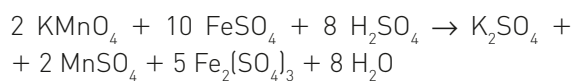
1. Fotólise.
2. Agente oxidante: água oxigenada.
Agente redutor: melanina.

3. A desnaturação das proteínas pode tornar os fios de cabelo frágeis e quebradiços quando submetidos a exposição prolongada de agentes desnatantes.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 270)

1. O $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ é responsável por liberar íons Fe^{3+} que provocam a coloração avermelhada.
2. $x = +7$; $y = +2$; $w = +2$; $z = +3$
3. A substância que sofreu oxidação foi o FeSO_4 e a que sofreu redução foi a substância KMnO_4 .
4. A variação de Nox da espécie que sofre oxidação é igual a 1.
5. A variação de Nox da espécie que sofre redução é igual a 5.
6. Cada átomo de manganês recebeu 5 elétrons.
7. Cada átomo de ferro perdeu 1 elétron.

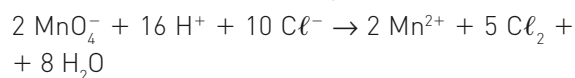
8. A reação balanceada com os menores coeficientes inteiros é dada por:



Assim, a soma dos coeficientes é igual a 36.

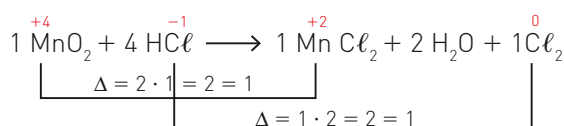
9. Alternativa e.

A reação balanceada se dá por:



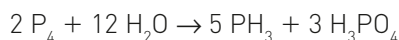
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 271)

1. Alternativa b.

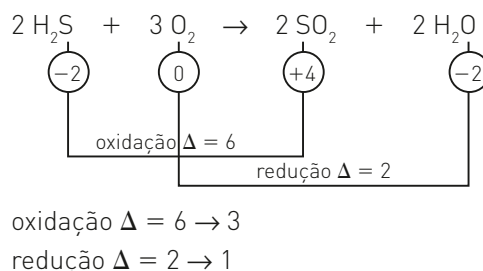


2. Alternativa d.

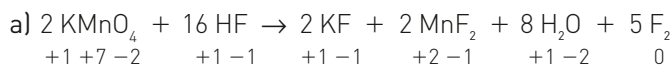
A equação balanceada é:



3. Alternativa b.

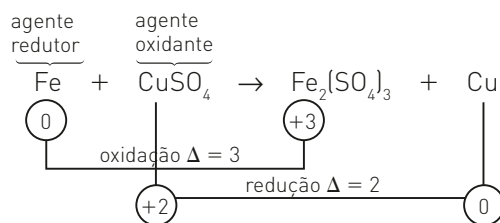


4.



b) Agente oxidante: KMnO_4 ; agente redutor: HF

5. Alternativas corretas: 02, 08, 16 e 32; soma = 58.



[01]. Falsa.

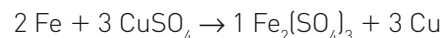
[02]. Verdadeira.

[04]. Falsa.

[08]. Verdadeira.

[16]. Verdadeira.

[32]. Verdadeira.



Soma = 9

[64]. Falsa.

6. Alternativa b.

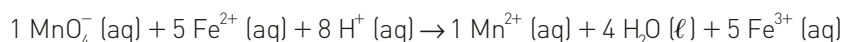
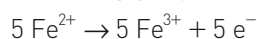
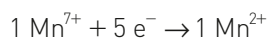
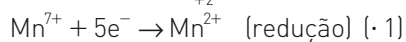
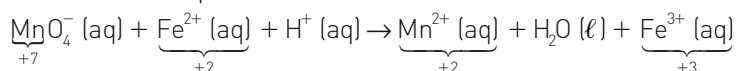


Agente redutor: Cu

Composto iônico formado: nitrato de cobre II

7. Alternativa c.

Balanceamento por redox:



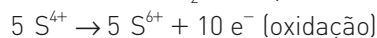
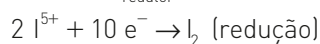
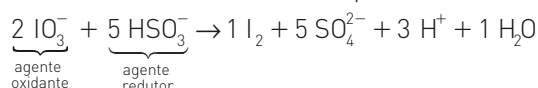
Soma dos menores coeficientes estequiométricos dos reagentes = 1 + 5 + 8 = 14

8. Alternativa b.

I e II estão corretas.

O composto que ganha elétrons sofre redução.

O Nox do enxofre varia de +4 para +6.



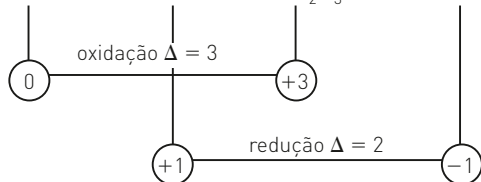
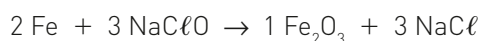
Soma dos coeficientes: 2 + 5 + 1 + 5 + 3 + 1 = 17.



b) Após sua oxidação e ser convertido em MnO_2 sólido, o método mais utilizado para remover esse sólido é a filtração.

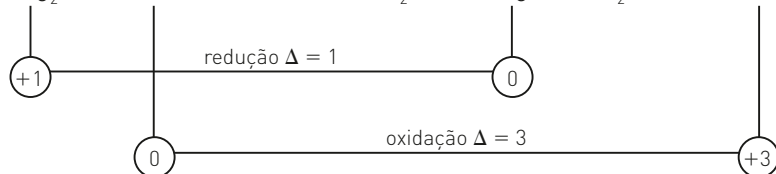
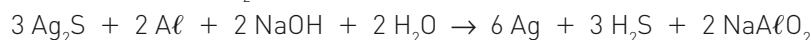
Desafiando seus conhecimentos (p. 273)

1. Alternativa a.



2.

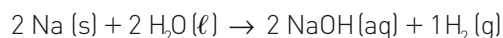
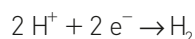
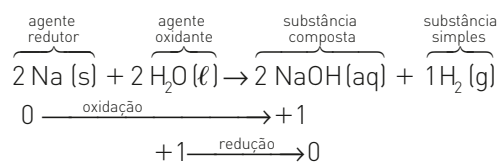
a) Agente oxidante: Ag_2S ; agente redutor: Al .



b) Soma: 20

3. Alternativa c.

Teremos uma reação de deslocamento ou simples troca:

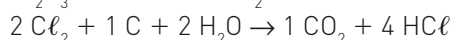


$$\text{Soma dos coeficientes} = 2 + 2 + 2 + 1 = 7$$

4. Alternativa b.

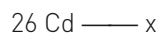
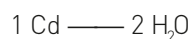
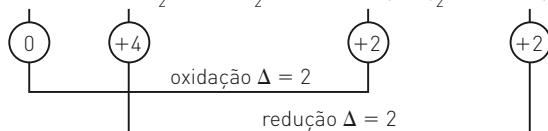
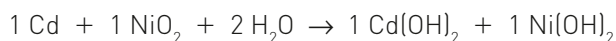
A prata sofre oxidação sendo, portanto, o agente reductor, enquanto o nitrogênio do HNO_3 sofre redução, tendo seu Nox variado de +5 para +2 no NO_2 ; assim, ele é o agente oxidante.

5. Alternativa a.



b) oxidantes: Fe_2O_3 e Cl_2 ; redutores: CO e C.

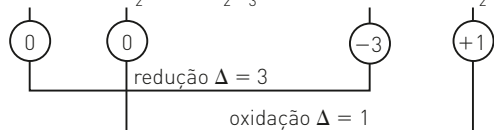
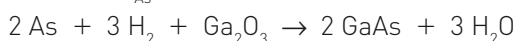
7. $y = 52$



$$x = 52$$

8.

a) $\Delta \text{ oxidação}_{\text{As}} = 3$



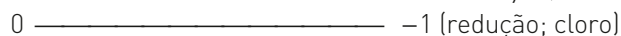
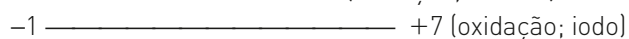
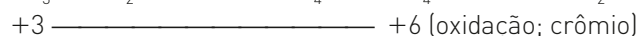
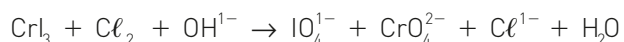
b) $\frac{\text{Átomos H}}{\text{Átomos As}} = \frac{6}{2} = 3$

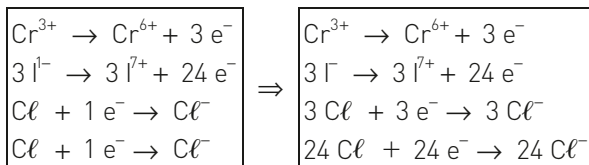
$$\text{Razão} = 3$$

9. Alternativas corretas: 01, 02 e 04.

[08]. Incorreta. A transformação de Cr^{6+} para Cr^{3+} é uma redução que ocorre com ganho de 3 elétrons.

10. Alternativa b.





O cromo (ou crômio) e o iodo sofrem oxidação.

Soma: $02 + 27 + 64 + 06 + 02 + 54 + 32 = 187$.

Leia, analise e responda – Escurecimento da prata (p. 275)

1. Menor.
2. Ag_2S .
3. O sulfeto de prata é um sal insolúvel em água.
4. Não, pois o que varia é apenas o Nox da prata.

Complemento

Exercícios (p. 277)

1. a) Pb e S.
 b) $\text{PbS} + 4 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$
 c) Sim, os Nox do enxofre e do oxigênio variaram.
2.
 I. $2 \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{FeCl}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$;
 oxidante: H_2O_2 ; redutor: FeCl_2 .
 II. $2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 10 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + 8 \text{H}_2\text{O}$;
 oxidante: H_2O_2 ; redutor: Cr^{3+} .
3. Alternativa b.
 O número de oxidação do elemento manganês passa de +7 (como permanganato) para +2 (como cátion manganês). Portanto, é reduzido e se comporta como agente oxidante.
4. V — A equação que reflete corretamente as informações do enunciado é $5 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + 2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 5 \text{O}_2 (\text{g})$.
 V — O número de oxidação do elemento manganês passa de +7 (como permanganato) para +2

(como cátion manganês). Portanto, é reduzido e se comporta como agente oxidante.

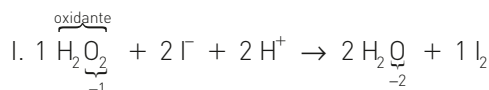
F — Ver afirmativa anterior.

F — Nas substâncias simples, o Nox do elemento é sempre nulo.

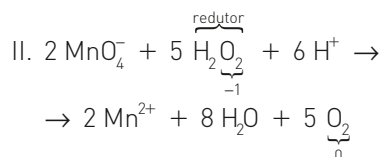
V — No H_2O_2 , o Nox do oxigênio passa de -1 para zero; logo, é oxidado e comporta-se como agente redutor.

5.

a) 1) e 2)

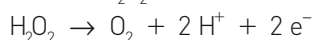
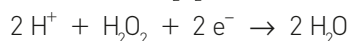


Nesta reação, H_2O_2 se comporta como agente oxidante.



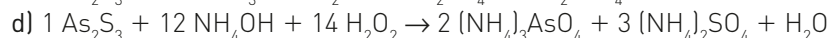
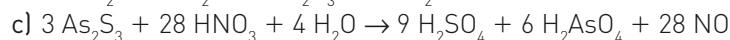
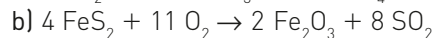
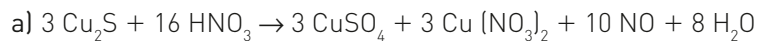
Nesta reação, H_2O_2 se comporta como agente redutor.

b) Na reação $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \xrightarrow{\text{H}^+} 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + \text{O}_2 (\text{g})$ ocorrem as seguintes semirreações:

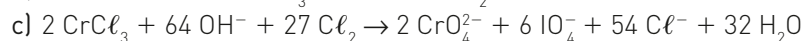
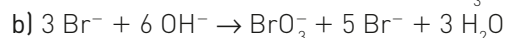
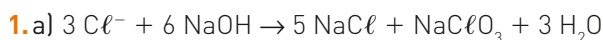


6. Alternativa e.

Exercícios (p. 279)



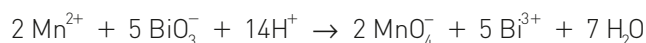
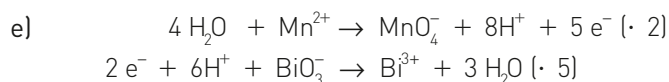
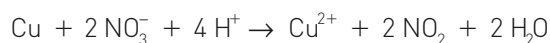
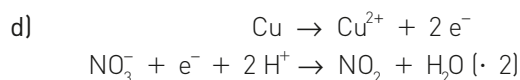
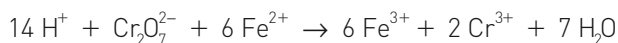
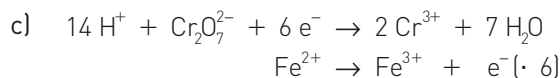
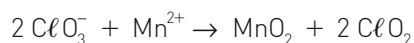
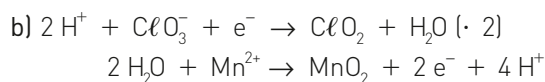
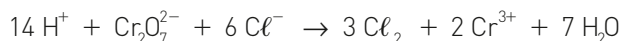
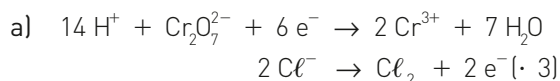
Exercícios (p. 280)



2. Alternativa b.

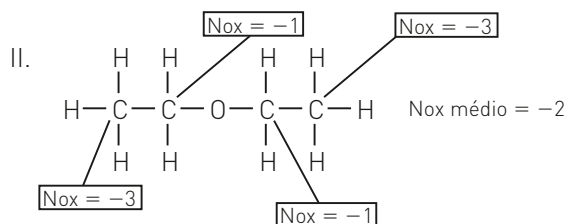
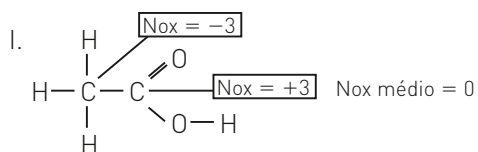
A água sofre eletrólise para transformar-se em H_2 e O_2 , o nitrogênio da amônia sofre redução de +3 para +2 no NO , e o NO_2 sofre desproporcionamento (oxidação e redução) para transformar-se em NO e HNO_3 .

Exercícios (p. 281)

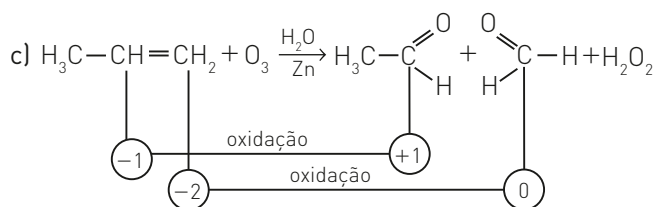
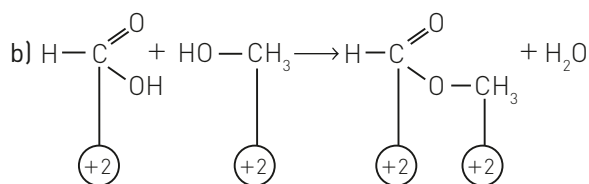
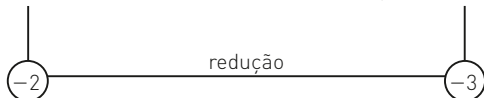
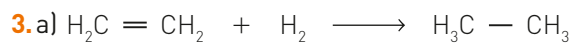
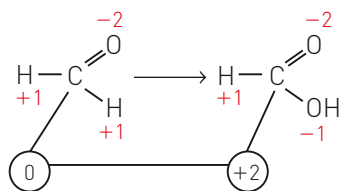


Exercícios (p. 284)

1.



2. Alternativa d.



4.

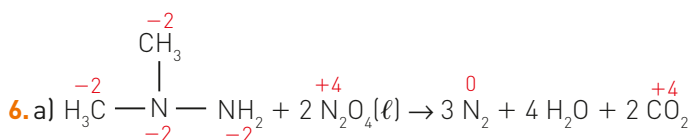
$+\frac{8}{3}$	-2
$+8$	-8

5. a)

$(+3)$	-2
$+6$	-6

b) Y

Y	Ba ₂	Cu ₃	O ₇
+ 3	+ 2	$(+\frac{7}{3})$	-2
+ 3	+ 4	+ 7	-14



Agente redutor: dimetil-hidrazina (carbono oxida de -2 para $+4$ e nitrogênios oxidam de -2 para 0).

Agente oxidante: N_2O_4 (nitrogênio reduz de $+4$ para 0).

b) Poderiam ser citadas duas das seguintes causas:

1. De acordo com o enunciado, pela simples mistura dos reagentes ocorre a reação, isto é, é uma reação espontânea, exigindo uma baixa energia de ativação.
2. Sendo os reagentes líquidos, o número de mol/L é maior do que se fossem gasosos.
3. Os produtos da reação são gasosos, enquanto os reagentes são líquidos e, além disso, o número de mol dos produtos é muito maior que o dos reagentes. Assim, ocorre uma rápida e grande expansão, necessária para a propulsão do módulo.

c) Pressão na superfície lunar = $3 \cdot 10^{-10}$ Pa.

Considerando que $3 \text{ mol de N}_2 + 4 \text{ mol de H}_2\text{O} + 2 \text{ mol de CO}_2 = 9 \text{ mol}$ exerçam uma pressão de $3 \cdot 10^{-10}$ Pa, temos:

$$P_{\text{N}_2} \begin{cases} 9 \text{ mol} & \text{---} & 3 \cdot 10^{-10} \text{ Pa} \\ 3 \text{ mol} & \text{---} & x \end{cases} \quad x = \frac{3 \cdot 3 \cdot 10^{-10}}{9} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ Pa}$$

Unidade 5 – Eletroquímica

Em época de necessidade de economia energética, cuidado ambiental e reciclagem, o estudo da Eletroquímica permite inserir o aluno nesse panorama.

Ao falarmos em pilhas e baterias, objetos que todos conhecem e têm em casa, muitas vezes estamos falando de uma alternativa de reaproveitamento energético, reciclagem e cuidados ambientais em relação ao descarte desses materiais para evitar a contaminação do meio com metais pesados.

Dada a diversidade existente de pilhas e baterias, nesta unidade é possível discutir fontes de energia portáteis para computadores, carros etc.

A unidade foi estruturada segundo um grau crescente de dificuldade. Primeiramente, utilizando a pilha de Daniell, preocupamo-nos em apresentar os elementos de um sistema eletrolítico e também algumas nomenclaturas: cátodo, ânodo, polo positivo, polo negativo etc. Em seguida, foi introduzido o potencial de oxidação e redução dos eletrodos, optando por dar ênfase à variação do potencial de redução de uma pilha.

No capítulo 18, discutimos a corrosão e proteção dos metais e, em seguida, no capítulo 19, apresentamos uma diversidade de pilhas comerciais e baterias.

O capítulo 20 introduz o conceito de eletrólise; reservamos os capítulos 21 e 22 para, respectiva-

mente, aspectos quantitativos da eletrólise e oxirredução na obtenção de substâncias simples.

Objetivos da unidade

Ao final da unidade, esperamos que o aluno:

- consiga diferenciar célula galvânica de célula eletrolítica;
- saiba representar as semirreações que ocorrem nos processos eletrolíticos;
- conceitue potencial de redução e oxidação.

Ideias iniciais

Sugere-se que o professor inicie a unidade de eletroquímica utilizando o texto de abertura e a pergunta nele contida:

O carro da imagem de abertura dessa unidade é movido a hidrogênio. Esse tipo de veículo faz uso de uma tecnologia ainda pouco difundida apesar das vantagens que apresenta ao meio ambiente.

Você sabe como o hidrogênio utilizado como combustível desse automóvel foi obtido?

A partir das respostas dadas pelos alunos, pode-se guiar a discussão sobre o aspecto da utilização dos carros elétricos e o impacto na poluição atmosférica, comparando os produtos gerados na queima de combustíveis de um carro convencional e quais seriam os produtos gerados e liberados para o ambiente no caso dos carros elétricos.

Para complementar, pode-se sugerir uma pesquisa em relação aos metais presentes nas baterias e células a combustível, que são utilizadas no caso dos carros elétricos, e qual deve ser o descarte adequado, assim como se é possível esses materiais causarem poluição da água e dos solos.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para subsidiar você sobre as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do *YouTube*). Endereços eletrônicos acessados em 11 jun. 2018.

- Corrosão: um exemplo usual de fenômeno químico (aborda os principais aspectos da corrosão e alguns métodos de prevenção) —

Química Nova na Escola, n. 19, p. 11: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a04.pdf>>.

- Eletricidade e a Química (apresenta a trajetória que levou à compreensão da eletricidade e à sua utilização na descoberta de novos elementos químicos, além da aproximação entre a Química e a Física) — *Química Nova na Escola*, n. 12, p. 34: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc12/v12a08.pdf>>.
- Eletrólise: <http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd3/conteudo/aulas/12_aula/aula.html>.
- O bicentenário da invenção da pilha elétrica (apresenta o contexto da invenção da pilha elétrica no fim do século XVIII por Alessandro Volta, incluindo sua célebre controvérsia com Luigi Galvani) — *Química Nova na Escola*, n. 11, p. 35: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc11/v11a08.pdf>>.
- Simulador de pilha: <<http://quimica10.com.br/10/?p=267>>.

Capítulo 15 Pilhas

Objetivos do capítulo

- Conceituar pilhas e baterias;
- compreender a montagem de uma pilha;
- associar a ponte salina com o equilíbrio elétrico da solução eletrolítica;
- identificar os processos de corrosão e deposição que ocorrem nos eletrodos e relacioná-los com os fenômenos de oxidação e redução.

Sugestões de abordagem

O assunto normalmente desperta grande interesse nos alunos; por esse motivo, consideramos oportuno

mostrar um pouco da evolução histórica das pilhas (Volta e Daniell), no texto teórico.

A pilha de Daniell pode ser montada em classe para mostrar os componentes de uma pilha e introduzir os nomes e os fenômenos que ocorrem. Em seguida, o professor pode apresentar a convenção de representação da pilha, ressaltando sempre que se trata de um processo espontâneo.

Os exercícios da seção Fundamentando seus conhecimentos, na p. 292, servem como revisão e fixação dos conceitos envolvidos, fornecendo uma base segura ao aluno. Eles devem, portanto, ser explorados com calma e detalhamento.



(p. 291)

Uma pilha pode parar de funcionar por diversos motivos, no entanto os mais comuns são:

- Danos à integridade da ponte salina.
- O processo atinge o equilíbrio químico e, portanto, a diferença de potencial entre os eletrodos da pilha passa a ser nula.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 292)

1. Oxidação.
2. Ânodo.
3. Negativo.
4. $B(s) \rightarrow B^{3+}(aq) + 3e^{-}$
5. Aumenta.
6. Corrosão.
7. Redução.
8. Cátodo.
9. Positivo.
10. $A^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow A(s)$
11. Diminui.
12. Deposição.
13. $2B(s) + 3A^{2+}(aq) \rightarrow 2A^{3+}(aq) + 3A(s)$
14. $B/B^{3+} // A^{2+}/A$
15. Espontâneo.
16. Mg
17. Cu^{2+}
18. Mg
19. Cu
20. $Mg \Rightarrow Cu$

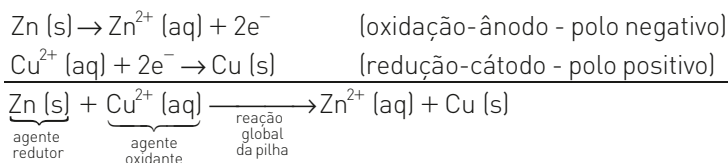
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 293)

1. Alternativa b.
O magnésio sofre oxidação, assim os elétrons saem da lâmina de Mg e migram pelo fio até a lâmina de cobre formando íons de Cu^{+2} que vão para a solução.
2. Alternativa a.
O compartimento B deve ter uma solução que contenha cátions desse metal, no caso como trata-se de cobre a solução será de sulfato de cobre $CuSO_4$.
3. Alternativa c.
A partir das semirreações apresentadas temos que o eletrodo de níquel sofre oxidação, logo, ocorrerá uma diminuição de sua massa.
4. [I] Verdadeiro. O eletrodo de zinco sofre oxidação, logo, é o ânodo.
[II] Falso. Os elétrons migram do eletrodo de zinco para o eletrodo de prata.
[III] Falso. O eletrodo de prata atua como cátodo da pilha, logo, é o polo positivo.
[IV] Verdadeiro. O eletrodo de zinco é o ânodo, logo, sofre oxidação.
[V] Verdadeiro. Ocorre deposição de Ag^{+} sobre o eletrodo de prata.
5. $Al + Au^{3+} \rightarrow Al^{3+} + Au$
6. I. $X = Au$; $Y = Al$
II. X
III. X
IV. Y
V. X terá sua massa aumentada.
7. Alternativa a.
[I] Correta. Na reação de oxirredução espontânea, representada na pilha de Daniell, a espécie que se oxida, no caso o $Zn(s)$, transfere elétrons para a espécie que sofre redução, os íons $Cu^{2+}(aq)$.
 $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$ (oxidação-ânodo)
 $Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$ (redução-cátodo)
[II] Incorreta. O $Zn(s)$ sofre oxidação, transferindo elétrons para os íons $Cu^{2+}(aq)$ que sofrem redução.
[III] Correta. Para que ocorra a reação de oxirredução espontânea, a tendência em receber elétrons do eletrodo de cobre deve ser maior que a do eletrodo de zinco.
[IV] Correta. A placa de $Zn(s)$ sofre corrosão, tendo sua massa diminuída, e sobre a placa de cobre ocorre depósito de cobre metálico.
[V] Incorreta. A concentração de íons $Cu^{2+}(aq)$ diminui, pois estes íons sofrem redução, e a concentração de íons $Zn^{2+}(aq)$ aumenta, pois o zinco metálico sofre oxidação.
8. Alternativa b.
O polo positivo da pilha é o cátodo.

Desafiando seus conhecimentos (p. 294)

1. Alternativa a.

Teremos:



Análise das alternativas:

- a) Correta. O Zn (s) sofre oxidação, perdendo elétrons e sendo o agente redutor do processo, enquanto o Cu²⁺ (aq) sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- b) Incorreta. O Cu (s) funciona como polo positivo da pilha. Não perde elétrons.
- c) Incorreta. O Zn (s) sofre oxidação, perdendo elétrons e sendo o agente redutor do processo, enquanto o Cu²⁺ (aq) sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- d) Incorreta. O Cu (s) funciona como polo positivo da pilha, o Cu²⁺ (aq) sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.
- e) Incorreta. O Zn (s) sofre oxidação, perdendo elétrons e sendo o agente redutor do processo, enquanto o Cu²⁺ (aq) sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico e agindo como oxidante no processo.

2. Alternativa d.

Apenas elétrons passam pelo fio.

3. V – V – F – F – F.

Verdadeira. O polo positivo (cátodo) é onde ocorre a redução do níquel.

Verdadeira. O cádmio irá oxidar, sendo, portanto, o ânodo da pilha.

Falsa. Como o níquel está reduzindo, ele possui a maior tendência de sofrer redução.

Falsa. O cádmio irá oxidar, sendo o agente redutor nesta pilha.

Falsa. Como o cádmio oxida, ele irá perder elétrons.

4. Alternativa e.

No ânodo (polo negativo) ocorre a reação de oxidação.

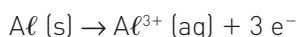
No cátodo (polo positivo) ocorre a reação de redução.

O processo é espontâneo, logo a ddp é positiva.

5. Alternativa a.

A concentração de Ag⁺ na solução diminui uma vez que o cátion é reduzido para Ag⁰, depositando-se assim sobre o eletrodo.

6. a) Pois o alumínio sofre oxidação.



b) O polo negativo é o ânodo.

c) A saliva é o meio de transferência de íons formados no processo de oxidação.

d) Sendo levemente ácida (possui cátions H⁺), a saliva equivale à solução condutora.

Observação teórica: os elétrons não “caminham” através da saliva, mas sim os íons.

7. Alternativa e.

[I] Correta. Devido à diferença de potencial entre o ferro do arco do aço (menor potencial de redução) e do cobre (maior potencial de redução), que estão em contato entre si e em contato com a solução salina da perna da rã, surgirá uma corrente elétrica.

[II] Correta. Nos metais, a corrente elétrica consiste em um fluxo de elétrons, neste caso o fluxo se dá do ferro presente no arco do aço para o cobre.

[III] Correta. Nos músculos da rã, há um fluxo de íons contidos na solução salina que está associado ao movimento de contração.

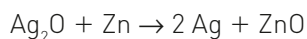
8. Alternativa c.

O lítio metálico deve sofrer oxidação para formar o LiI, e as oxidações sempre ocorrem no ânodo; já o iodo molecular deve sofrer redução para formar o produto desejado, e as reduções sempre ocorrem no cátodo.

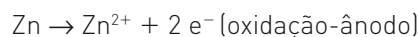
9. V – F – F – F – F.

Análise das afirmações:

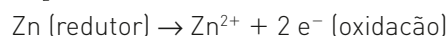
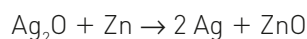
(V) Na reação da pilha, o Ag_2O recebe elétrons.



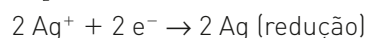
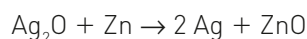
Semirreações:



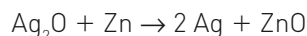
(F) O zinco atua como agente redutor.



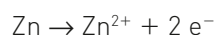
(F) A prata tem seu estado de oxidação decrescido de 1 unidade.



(F) Para cada mol de óxido de prata consumido, também é consumido 1 mol de zinco.



(F) No óxido de zinco, o estado de oxidação do zinco é +2.



Conexão

Eletricidade (p. 297)

As primeiras pilhas

1. Cada par de metais associados tem como resultado uma diferença de potencial distinta.
2. a) Para permitir o fechamento do circuito elétrico através da condução iônica na solução salina.
b) As soluções aquosas salinas são eletrolíticas, pois apresentam íons livres.

Capítulo 16

Potencial das pilhas

Objetivos do capítulo

- Comparar a força de oxidantes e redutores;
- quantificar a voltagem (ΔE^0) de uma pilha;
- prever a espontaneidade de uma reação de oxirredução.

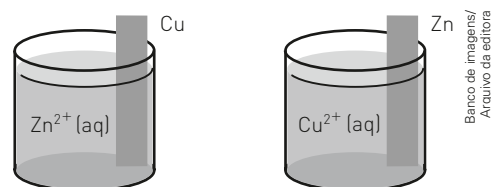
Sugestões de abordagem

Para introduzir o conceito de maior ou menor tendência para sofrer redução dos metais, o professor poderá mostrar e discutir dois sistemas, como mostrado ao lado.

Com isso, é possível apresentar o conceito de potencial de redução. A seguir, pode discutir a necessidade de estabelecer condições padrão e um eletrodo padrão.

É importante mostrar aos alunos que o ΔE^0 pode ser calculado tanto pelos E^0_{red} como pelos E^0_{oxi} e que o melhor oxidante é o que tem maior E^0_{red} .

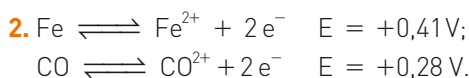
Dessa maneira, o estudo dos fenômenos de corrosão torna-se mais simples.



Banco de imagens/
Arquivo da editora

Fundamentando seus conhecimentos (p. 307)

1. Redução.



3. Fe, Fe²⁺.

4. CO²⁺, CO.

5. Agente redutor; Fe.

6. Agente oxidante, Co²⁺.

7.

I. Fe $\Rightarrow$ Co;

II. Co, Fe;

III. Co;

IV. Fe;

V. Co²⁺ + 2 e⁻ $\rightleftharpoons$ Co (redução);

Fe $\rightarrow$ Fe²⁺ + 2 e⁻ (oxidação);

VI. Co²⁺ + Fe $\rightleftharpoons$ Co + Fe²⁺;

VII. $\Delta E = 0,13\text{V}$.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 307)

1. Alternativa a.

O ferro tem maior potencial de redução ($-0,45\text{V} > -1,66\text{V}$), então ele se reduz enquanto o alumínio se oxida, isto é, perde elétrons.

2. Alternativa b.

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

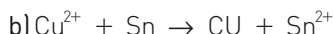
$$\Delta E = +0,52 - (+0,34) = +0,18\text{V}$$

3. a) Sabendo que o potencial da pilha é calculado com

$$\Delta E^0 = E_{\text{red maior}}^0 - E_{\text{red menor}}^0$$

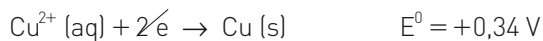
então,

$$\Delta E^0 = 0,337 - 0,1249 = +0,477\text{V}$$



Há aumento de massa do eletrodo de cobre e diminuição de massa do eletrodo de estanho.

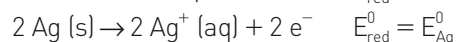
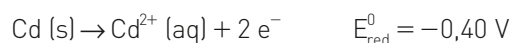
4. Alternativa a.



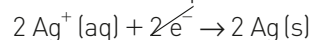
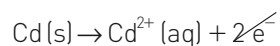
5. Alternativa b.

O Ni tem maior potencial de redução, portanto ele deverá reduzir e essa reação acontece no cátodo.

6. a) Teremos:



Então,



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$1,20\text{V} = E_{\text{Ag}}^0 - (-0,40\text{V})$$

$$E_{\text{Ag}}^0 = +0,80\text{V}$$

b) Os íons NO₃⁻ presentes na ponte salina migram para o recipiente 1.

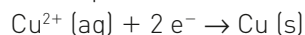
Durante o funcionamento da pilha, o cádmio sólido sofre oxidação e a concentração de íons Cd²⁺ aumenta na solução. Como há aumento da carga positiva, ocorre migração do íon negativo para a solução com excesso de carga positiva (devido à presença dos cátions cádmio) do recipiente 1.

Os íons K⁺ presentes na ponte salina migram para o recipiente 2.

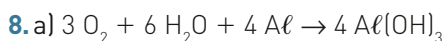
Durante o funcionamento da pilha, ocorre redução dos cátions Ag⁺ e sua concentração diminui na solução. Como há aumento da carga negativa, ocorre migração do íon positivo para a solução com excesso de carga negativa (devido à presença dos ânions nitrato) do recipiente 2.

7. Alternativa b.

Nessa pilha o cobre se reduz:



Logo, a concentração de Cu²⁺ diminui com o passar do tempo.

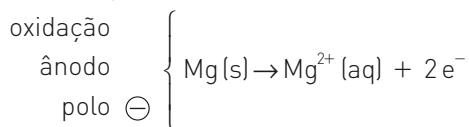


FEM = 2,71 V

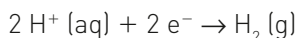
- b) Durante o funcionamento da pilha os elétrons vão de A (ânodo) para B (cátodo), logo, durante a recarga, os elétrons fluem no sentido contrário, de D para C.

9. Alternativa a.

Nessa pilha o magnésio se oxida, pois apresenta o menor potencial de redução (-2,37 V).



Por sua vez, os íons H^+ presentes no suco de limão se reduzem.



Isso ocorre no eletrodo de chumbo.

10. Alternativa e.

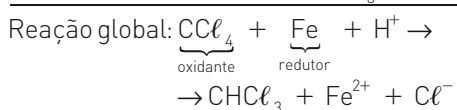
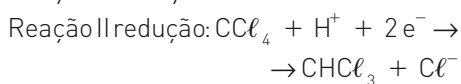
- [I] Correta. Nessa reação o alumínio irá oxidar e o amálgama irá reduzir, formando, assim, uma pilha.

- [II] Correta. O pH da saliva é levemente ácido e está em contato tanto com o alumínio quanto com o amálgama, que fará o papel da ponte salina que leva os íons do alumínio para a restauração, que segue para as terminações nervosas.

- [III] Correta. O alumínio possui o menor potencial padrão de redução se comparado aos demais metais que compõem o amálgama, assim ele irá oxidar, sendo o ânodo da pilha, ou seja, irá perder elétrons e atuará como agente redutor da pilha.

- [IV] Correta. São as terminações nervosas que levam os estímulos do dente até o cérebro, dando a sensação de choque.

11.



$$\Delta E^0 = E_{\text{oxi}}^0 + E_{\text{red}}^0$$

$$\Delta E^0 = [0,44 \text{ V}] + [0,67 \text{ V}]$$

$$\Delta E^0 = 1,11 \text{ V}$$

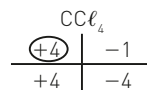
Afirmativas:

[I] Falsa.

[II] Correta.

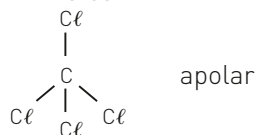
[III] Correta.

[IV] Falsa.



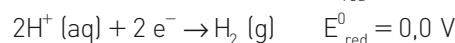
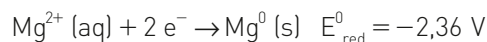
V. Falsa. O hidrogênio não se oxida e não se reduz.

VI. Falsa.

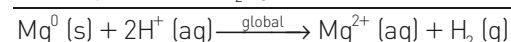
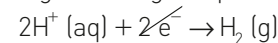
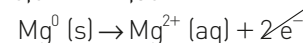


12. Alternativas corretas: 02 e 16.

[01] A reação global na pilha é a seguinte:



$$0,0 \text{ V} > -2,36 \text{ V}$$



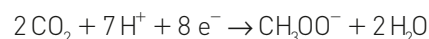
- [02] O fluxo de elétrons é proveniente do eletrodo de magnésio (menor potencial de redução).

- [04] Na barra de prata, ocorre a seguinte semirreação: $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$.

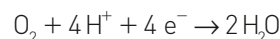
- [08] Na barra de magnésio, ocorre a seguinte semirreação: $\text{Mg}^0(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{s}) + 2 \text{e}^-$.

- [16] Se a barra de prata for substituída por uma barra de grafite, a pilha funcionará sem alteração alguma da força eletromotriz.

13. Alternativa b.

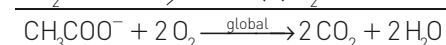
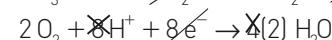
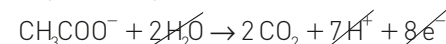


$$E^{0'} = -0,3 \text{ V (inverter)}$$



$$E^{0'} = +0,8 \text{ V (manter e multiplicar por 2)}$$

$$+0,8 \text{ V} > -0,3 \text{ V}$$



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = 0,8 - (-0,3) = 1,1 \text{ V}$$

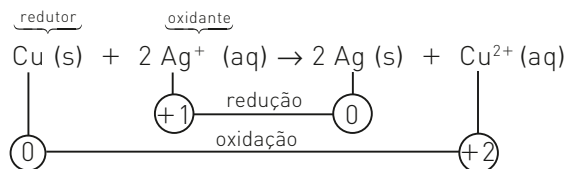
$$\Delta E_{\text{total}} = 4,4 \text{ V}$$

$$1,1 \cdot n = 4,4$$

$$n = 4$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 311)

1. Alternativa c.

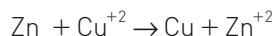
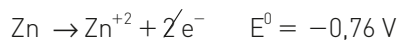


2. Alternativa a.

O potencial padrão da pilha de Daniell será:

$$E_{\text{red}}^0 \text{Zn} = -0,76 \text{ V}$$

$$E_{\text{red}}^0 \text{Cu} = +0,34 \text{ V}$$



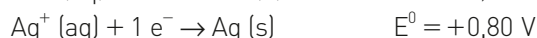
$$\Delta E^0 = E_{\text{red(cátodo)}}^0 - E_{\text{red(ânodo)}}^0$$

$$\Delta E^0 = 0,34 - (-0,76)$$

$$\Delta E^0 = 1,10 \text{ V}$$

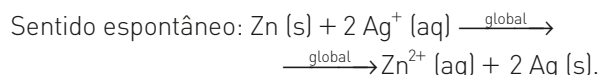
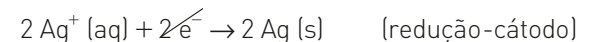
3. Alternativa c.

Teremos:



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = +0,80 - (-0,76) = +1,56 \text{ V}$$



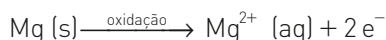
4. Alternativa d.

[I] Correta. O eletrodo de prata é o polo positivo, no qual ocorre a redução.

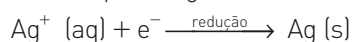


$$+0,80 \text{ V} > -2,37 \text{ V}$$

Então,

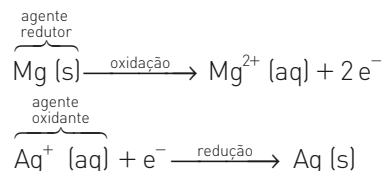


(ânodo; polo negativo)



(cátodo; polo positivo)

[II] Incorreta. O magnésio é o agente redutor da pilha, pois sofre oxidação.



[III] Correta. A diferença de potencial (ddp) da pilha representada na figura é de +3,17 V.



$$\Delta E = E_{\text{maior}}^0 - E_{\text{menor}}^0$$

$$\Delta E = +0,80 \text{ V} - (-2,37 \text{ V})$$

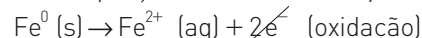
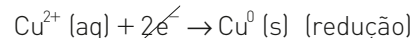
$$\Delta E = +3,17 \text{ V}$$

[IV] Incorreta. O sentido do fluxo dos elétrons se dá do ânodo para o cátodo.

5. Reação global da pilha eletroquímica formada por cobre e ferro:

$$+0,34 \text{ V} > -0,44 \text{ V}$$

Então:



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = +0,34 - (-0,44)$$

$$\Delta E = +0,78 \text{ V}$$

6. I. Para obter o maior ΔE^0 , devemos utilizar os potenciais de redução maior e menor.

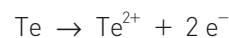
$$\text{Maior potencial de redução} = +0,34$$

$$\text{Menor potencial de redução} = -0,84$$

$$\Delta E^0 = E_{\text{maior}}^0 - E_{\text{menor}}^0$$

$$\Delta E^0 = (+0,34) - (-0,84)$$

$$\Delta E^0 = +1,18 \text{ V}$$



II. Metal a = Te.

Metal b = Cu.

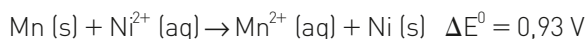
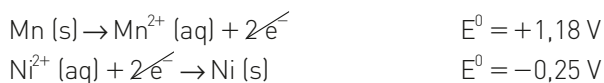
Solução (a) = TeSO_4 .

Solução (b) = CuSO_4 .

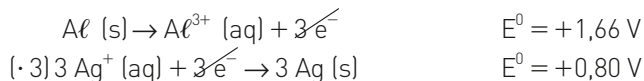
Solução (c) = KCl .

7. Alternativa b.

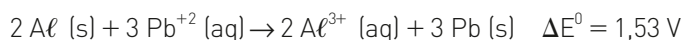
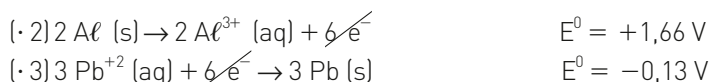
[a] Incorreta.



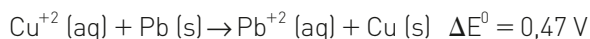
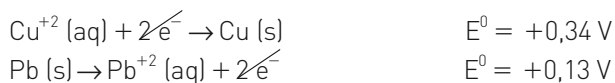
[b] Correta.



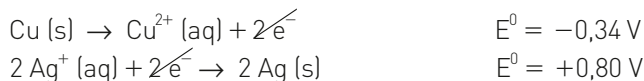
[c] Incorreta.



[d] Incorreta.



[e] Incorreta.

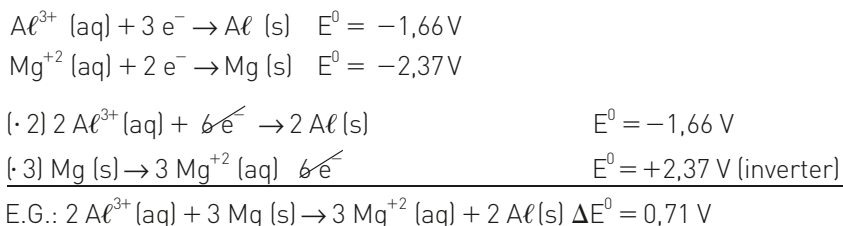


Assim, as duas semicélulas que formariam uma pilha com maior diferença de potencial são: II e V.

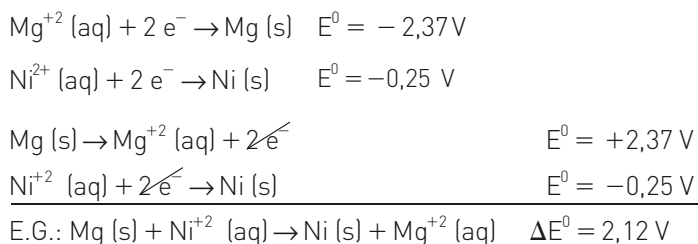
8. Alternativa b.

Montando as pilhas:

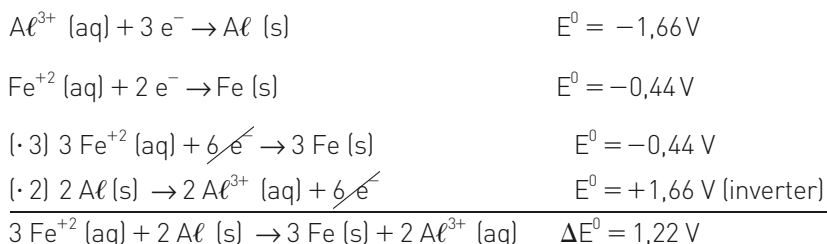
[A] Entre alumínio e magnésio:



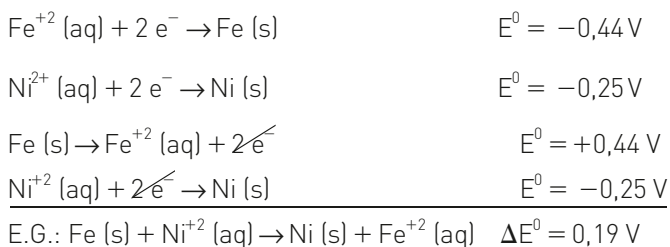
[B] Entre magnésio e níquel:



[C] Entre alumínio e ferro:



[D] Entre ferro e níquel:



Assim, podemos concluir que a pilha de maior diferença de potencial (ddp) é constituída no ânodo e no cátodo, respectivamente, pelos eletrodos de magnésio e níquel.

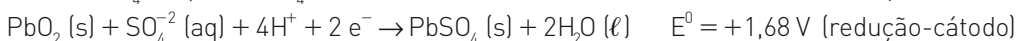
9. a) Localização do cádmio (Cd): grupo 12 ou II B e quinto período (cinco camadas).

Localização do zinco (Zn): grupo 12 ou II B e quarto período (quatro camadas).

O cádmio apresenta maior raio atômico, pois está localizado no mesmo grupo do zinco, porém em um período abaixo, ou seja, apresenta uma camada a mais.

b) A partir das equações fornecidas no enunciado, vem:

Ânodo: Pb (s) (placa de chumbo).



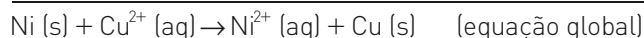
$$\Delta E = E_{\text{redução}} + E_{\text{oxidação}}$$

$$\Delta E = +0,36 \text{ V} + 1,68 \text{ V}$$

$$\Delta E = +2,04 \text{ V}$$

10. Como no dia seguinte o eletrodo de níquel estava mais leve e o de cobre mais pesado, concluímos que o eletrodo de níquel sofreu desgaste, ou seja, oxidação; logo, é o ânodo da pilha. Já o eletrodo de cobre teve sua massa aumentada, logo é o cátodo da pilha.

Teremos as seguintes reações:



Sabemos que:

$$\Delta E = E_{\text{redução}} (\text{maior}) - E_{\text{redução}} (\text{menor})$$

$$\Delta E = E_{\text{redução}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})} - E_{\text{redução}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni})} (\text{menor})$$

$$0,59 \text{ V} = 0,34 \text{ V} - E_{\text{redução}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni})}$$

$$E_{\text{redução}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni})} = -0,25 \text{ V}$$

Conclusões:

A reação espontânea que ocorre na pilha é: $\text{Ni} (\text{s}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cu} (\text{s})$

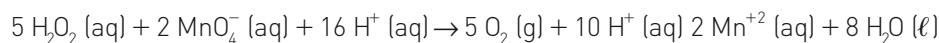
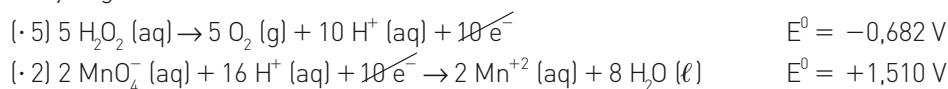
O potencial padrão de redução da semicela de Ni^{2+}/Ni é $-0,25 \text{ V}$.

O eletrodo de cobre (Cu) é o cátodo.

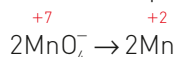
O eletrodo de níquel (Ni) é o ânodo.

11. Alternativa d.

Reação global:

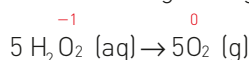


[a] Incorreta. O permanganato irá reduzir, sendo, portanto, o agente oxidante:



[b] Incorreta. A reação irá liberar 5 mol de gás oxigênio.

[c] Incorreta. A água oxigenada será o agente redutor.



A água oxigenada irá oxidar, sendo, portanto, o agente redutor.

[d] Correta. O potencial será + 0,828 V.

[e] Incorreta. O potencial será + 0,828 V.

12. Alternativa e.

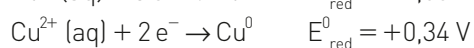
[I] Correta. Um bom agente redutor apresenta alto potencial de oxidação e baixo potencial de redução.

O lítio, de acordo com a tabela, apresenta o menor potencial de redução ($E_{\text{red}}^0 = -3,04 \text{ V}$).

[II] Correta. O cátion prata pode oxidar o cobre metálico para Cu^{2+} , pois o potencial de redução do cátion prata ($E_{\text{red}}^0 = +0,80 \text{ V}$) é maior do que do cátion cobre II ($E_{\text{red}}^0 = +0,34 \text{ V}$).

[III] Correta. O zinco é o ânodo (sofre oxidação) em uma pilha com eletrodos de zinco e chumbo, pois o potencial de redução do cátion chumbo II ($E_{\text{red}}^0 = -0,13 \text{ V}$) é maior do que o potencial de redução do cátion zinco ($E_{\text{red}}^0 = -0,76 \text{ V}$).

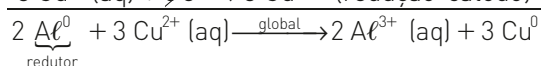
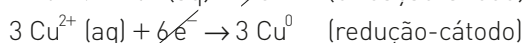
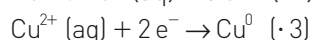
13. Alternativa b.



$$+0,34 \text{ V} > -1,66 \text{ V}$$

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = +0,34 - (-1,66) = +2,00 \text{ V}$$

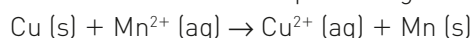
Então:



14. Alternativas corretas: 01, 04 e 16.

[01] Verdadeira. De acordo com os potenciais-padrão de redução, observa-se uma maior tendência do cobre a reduzir. Dessa forma, na pilha Zn-Cu, o cobre sofre redução, enquanto o zinco sofre oxidação.

[02] Falsa. De acordo com o que foi sugerido na afirmativa, teríamos a seguinte reação:



Para o cálculo do potencial dessa reação teremos:

$$E_{\text{reação}}^0 = E_{\text{oxidação}}^0 + E_{\text{redução}}^0 = -0,337 + (-1,180) = -1,517 \text{ V}$$

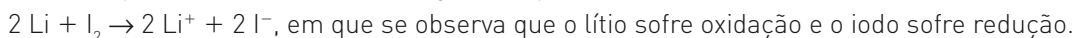
O sinal negativo do resultado indica que o processo não é espontâneo.

[04] Verdadeira. Trocando os sinais dos potenciais de redução, teremos os seguintes potenciais de oxidação:

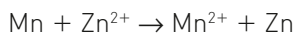
$$E_{\text{(Li/Li}^+)}^0 = +3,045 \text{ V}$$

$$E_{\text{(Cr/Cr}^{2+})}^0 = +0,740 \text{ V}$$

[08] Falsa. Na pilha lítio-iodo, ocorre a seguinte equação:



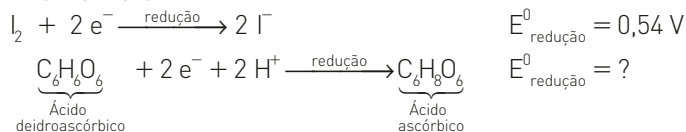
[16] Verdadeira. De acordo com o sugerido na afirmativa, ocorre a seguinte reação:



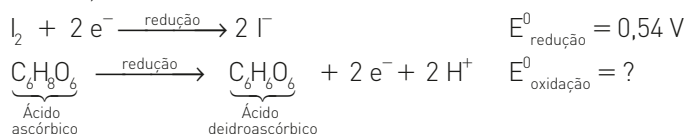
Para o cálculo do potencial dessa reação, teremos:

$$E^0_{\text{reação}} = E^0_{\text{oxidação}} + E^0_{\text{redução}} = +1,18 \text{ V} + 0,760 \text{ V} = +1,94 \text{ V}$$

15. Alternativa b.



$\Delta E = 0,48 \text{ V} > 0$. Então:



$$\Delta E = E^0_{\text{redução}} + E^0_{\text{oxidação}}$$

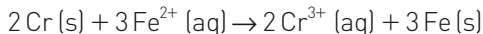
$$0,48 \text{ V} = 0,54 \text{ V} + E^0_{\text{oxidação}}$$

$$E^0_{\text{oxidação}} = -0,06 \text{ V}$$

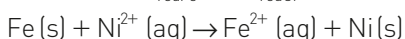
$$E^0_{\text{redução}} = +0,06 \text{ V}$$

16. Alternativa e.

Pelas informações:



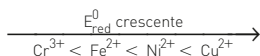
$$E^0_{\text{redFe}^{2+}} > E^0_{\text{redCr}^{3+}}$$



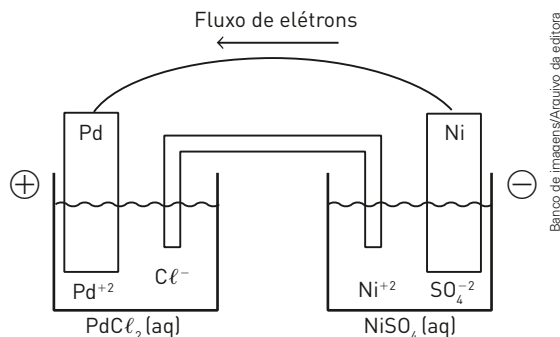
$$E^0_{\text{redNi}^{2+}} > E^0_{\text{redFe}^{2+}}$$



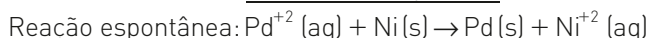
$$E^0_{\text{redNi}^{2+}} < E^0_{\text{Cu}^{2+}}$$



17.



a) O bastão de paládio é o polo positivo da pilha. Logo, ele é o cátodo, e os íons $\text{Pd}^{2+}(\text{aq})$ sofrem redução. O bastão de níquel é polo negativo. Assim, ele é o ânodo e sofre oxidação:

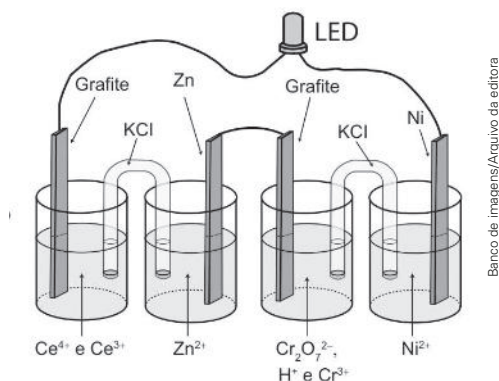


b) A concentração de Pd^{+2} (aq) diminui, já que esses íons sofrem redução, transformando-se em Pd (s).
A concentração de Ni^{+2} (aq) aumenta, pois o bastão de Ni (s) oxida, transformando-se em Ni^{+2} (aq).

18. Alternativa c.

A soma das diferenças de potencial das pilhas ligadas em série deve ser, no mínimo, igual a 3,6 V.

A única associação que fornece um potencial igual ou maior que 3,6 V é a seguinte:

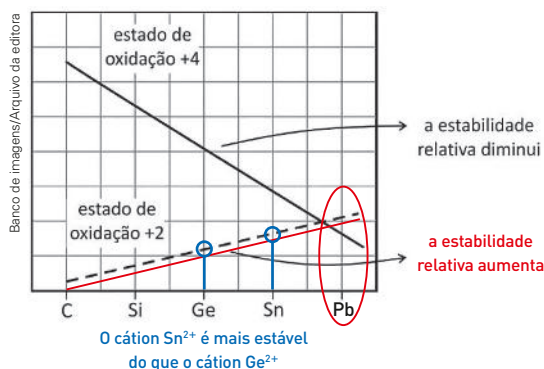


Na qual se observa que é uma bateria de potencial igual a 3,95 V.

19. Alternativa d.

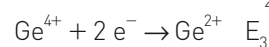
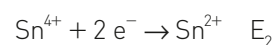
Em uma reação de oxirredução que ocorre espontaneamente, os elétrons são transferidos de uma espécie química com menor potencial de redução para outra com maior potencial de redução. Portanto, ao calcularmos a diferença de potencial da célula, chega-se a um valor positivo, portanto a afirmação I está errada.

20. a) A partir do gráfico fornecido, percebe-se que a estabilidade do chumbo aumenta no estado de oxidação +2.



Conclusão: $\text{Pb}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$ E_1 (reação espontânea; maior potencial).

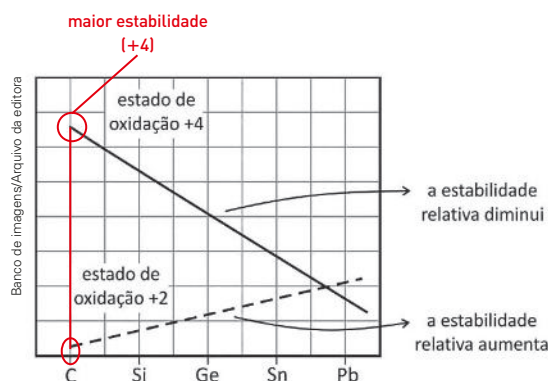
Conclusão:



$$E_2 > E_3$$

	E_1^0	E_2^0	E_3^0
Valor experimental em volt	+1,5 V	-0,12 V	-0,094 V

b) De acordo com a figura, o óxido mais estável é o CO_2 , pois o número de oxidação do carbono é maior (+4).



Uma pilha na boca

1. O componente de maior potencial de redução presente na amálgama é o Ag_2Hg_3 , sua ddp com o alumínio é 2,51 V.
2. Como o ouro tem potencial de redução maior que os componentes da liga metálica, ele sofrerá redução, e a pilha com maior ddp será aquela entre o ouro e o componente da liga metálica com menor potencial de redução (Sn_8Hg), cuja ddp é igual a 1,53 V.
3. Pesquisa a ser desenvolvida pelo aluno.

Atividade prática – Uma pilha incomum (p. 319)

1. $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$
2. É um meio eletrolítico, pois permite a passagem de corrente.
3. Água, ácido cítrico.
4. O magnésio, porque sofre oxidação.
5. Deverá diminuir a massa, uma vez que sofrerá corrosão.

Capítulo 17

Espontaneidade de uma reação

Objetivos do capítulo

- Prever a espontaneidade de uma pilha de acordo com os potenciais de redução das semicélulas;
- prever a diferença de potencial de uma pilha formada por duas semicélulas de potenciais de redução conhecidos.

Sugestões de abordagem

Levar para a sala de aula uma lâmina de zinco e uma de cobre e introduzi-las separadamente em so-

luções de ácido clorídrico. Podemos notar que na solução de HCl e zinco irá ocorrer a liberação de gás (H_2), enquanto na solução de HCl e cobre não irá ocorrer reação.

Podemos concluir que o zinco se oxida na presença do ácido e o cobre não se oxida. Portanto, o potencial de oxidação do zinco é maior que o do cobre.

Logo, uma reação espontânea entre zinco e cobre será $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.



(p. 321)

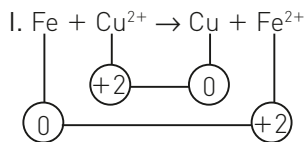
Para não ocorrer qualquer tipo de reação química com os reagentes e seus recipientes de armazenamento.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 322)

1. O Cu^{2+} se oxida, e o 2H^+ se reduz.
2. $\Delta E^0 = [0] - [0,34]$
 $\Delta E^0 = -0,34\text{ V}$
3. Não espontâneo.
4. Al se oxida, e o H^+ se reduz.
5. $\Delta E^0 = [0] - [-1,66]$; $\Delta E^0 = +1,66\text{ V}$.
6. Espontâneo.
7. Sim.
8. Não ocorre.
9. O cobre se oxida, e o Zn^{2+} se reduz.
10. $\Delta E^0 = [-0,76] - [+0,34]$; $\Delta E^0 = -1,10\text{ V}$; não é espontâneo.
11. O cobre se oxida, e o Ag^+ se reduz.
12. $\Delta E^0 = +0,46\text{ V}$; espontânea.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 323)

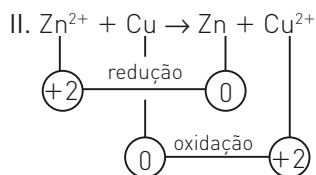
1. O processo será espontâneo se o ΔE for maior que zero: $\Delta E > 0$.



$$\Delta E^0 = (+0,34) - (-0,44)$$

$$\Delta E^0 = +0,78 \text{ V}$$

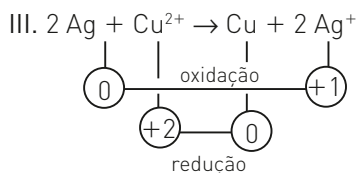
Espontâneo.



$$\Delta E^0 = (-0,76) - (+0,34)$$

$$\Delta E^0 = -1,10 \text{ V}$$

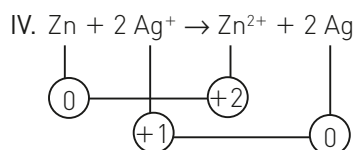
Não espontâneo.



$$\Delta E^0 = (+0,34) - (+0,80)$$

$$\Delta E^0 = -0,46 \text{ V}$$

Não espontâneo.

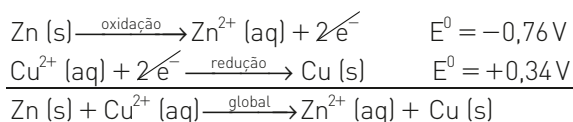


$$\Delta E^0 = (+0,80) - (-0,76)$$

$$\Delta E^0 = +1,56 \text{ V}$$

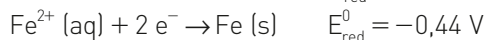
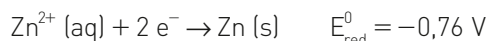
Espontâneo.

2. Alternativa c.

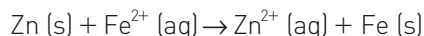
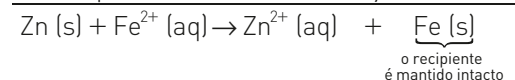
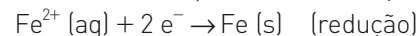
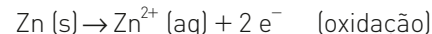


3. Alternativa c.

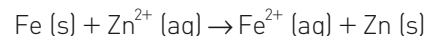
Para a armazenagem do sulfato de zinco, deverá ser utilizado um recipiente formado por um metal que apresente maior potencial de redução do que o zinco.



$$-0,44 \text{ V} > -0,76 \text{ V}$$



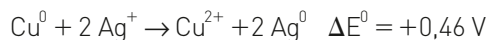
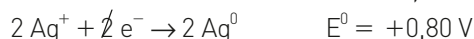
$$\Delta E = -0,44 - (-0,76) = +0,32 \text{ V}$$



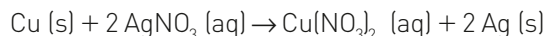
$$\Delta E = -0,32 \text{ V} \quad (\text{potencial negativo})$$

4. Alternativa c.

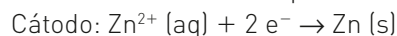
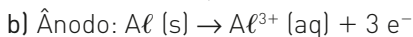
Dentre os metais listados, o único capaz de oxidar o cobre será a prata, formando a pilha:



Na solução teremos:

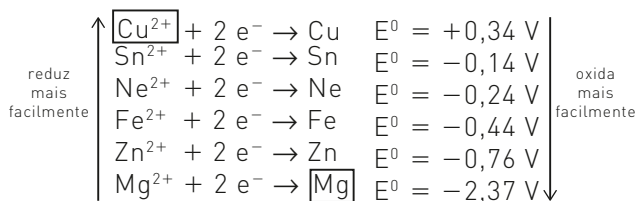


5. a) Oxidante = Al^3+ ; redutor = Zn^{2+} .

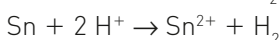
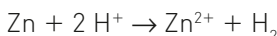


6. Alternativa c.

Analisando os potenciais:

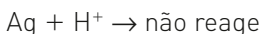


7. Alternativa e.



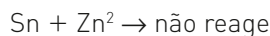
Tanto o Zn quanto o Sn são mais reativos que o hidrogênio.

$$E_{\text{Zn}^{2+}}^{\text{red}} \text{ e } E_{\text{Sn}^{2+}}^{\text{red}} < E_{\text{H}^+}^{\text{red}}$$



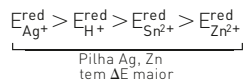
Assim:

$$E_{\text{H}^+}^{\text{red}} < E_{\text{Ag}^+}^{\text{red}}$$



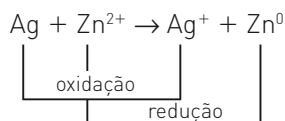
Se n\~{o} ocorreu rea\c{c}\~{a}\~{o}, podemos concluir que o Zn^{2+} n\~{a}\~{o} reduziu; logo, o seu potencial de redu\c{c}\~{a}\~{o} \u00e9 menor que o do Sn^{2+} .

Assim:



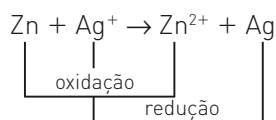
8. Alternativa d.

$$\Delta E^0 = E_{\text{red da esp\u00e9cie que se reduz}}^0 - E_{\text{red da esp\u00e9cie que se oxida}}^0$$



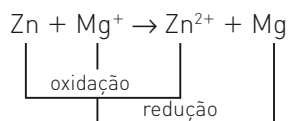
$$\Delta E^0 = -0,76 - (0,8)$$

$$\Delta E^0 < 0$$



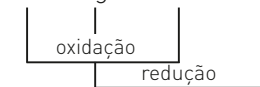
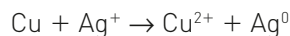
$$\Delta E^0 = -0,8 - (-0,76)$$

$$\Delta E^0 > 0$$



$$\Delta E^0 = -2,37 - (-0,76)$$

$$\Delta E^0 < 0$$



$$\Delta E^0 = 0,8 - (0,34)$$

$$\Delta E^0 > 0$$

9. Alternativas corretas: 01, 02, 04 e 08.

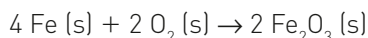
A ordem crescente do car\u00e1ter redutor (a oxida\c{c}\~{a}\~{o} ocorre com maior facilidade) \u00e9 $\text{Au} < \text{Cu} < \text{H} < \text{Fe} < \text{Mg}$.

A tend\u00eancia do magn\u00e9sio em sofrer oxida\c{c}\~{a}\~{o} \u00e9 maior que a do cobre, pois seu potencial de redu\c{c}\~{a}\~{o} \u00e9 menor.

O metal cobre \u00e9 mais nobre que o metal ferro, pois o potencial de redu\c{c}\~{a}\~{o} do cobre \u00e9 maior do que o potencial de redu\c{c}\~{a}\~{o} do ferro.

Os \u00f5es H^+ (0,00 V) podem oxidar apenas os metais magn\u00e9sio e ferro, pois seu potencial de redu\c{c}\~{a}\~{o} \u00e9 maior do que os potenciais destes dois metais (-2,36 V e -0,44 V).

10. a) Porque o ferro oxida, reagindo com o oxig\u00eanio do ar em ambiente \u00famido.

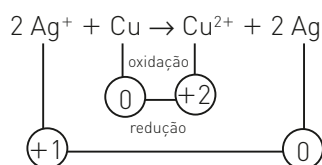


b) O elmo que emperra mais \u00e9 o do suserano, j\u00e1 que o potencial padr\u00e3o do outro \u00e9 de +1,50 V; assim, o ferro oxida preferencialmente. Como o potencial de redu\c{c}\~{a}\~{o} do zinco \u00e9 de -0,76 V, ele oxidar\u00e1 preferencialmente em rela\c{c}\~{a}\~{o} ao ferro.

Desafiando seus conhecimentos (p. 326)

1. Alternativa d.

Ser espont\u00e2neo: $\Delta E > 0$.

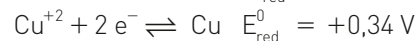


$$\Delta E^0 = E_{\text{red da esp\u00e9cie que se reduz}}^0 - E_{\text{red da esp\u00e9cie que se oxida}}^0$$

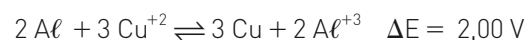
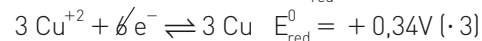
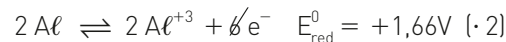
$$\Delta E^0 = +0,46 \text{ V}$$

2. Alternativa b.

As seguintes rea\c{c}\~{o}\~{e}s est\u00e3o envolvidas no processo:



Ao formarem uma pilha, teremos:



[A] Incorreta. O alum\u00ednio oxidou, sendo, portanto, o agente redutor.

[B] Correta. Ocorre a redu\c{c}\~{a}\~{o} do cobre no processo.

[C] Incorreta. O potencial de oxirredu\c{c}\~{a}\~{o} ser\u00e1 de 2,00 V.

[D] Incorreta. O alumínio será o agente redutor.

[E] Incorreta. O nox do enxofre será +6: $\overset{+2}{\text{Cu}} \overset{+6}{\text{S}} \overset{-8}{\text{O}_4}$.

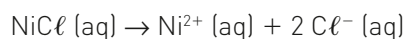
3. Alternativa b.

Eletrodo	Solução	Observação	Motivo
Zn	NiSO_4	Mudança da cor do eletrodo	Depósito de níquel metálico. $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni} (\text{s})$ (potencial de redução do níquel é maior que o do zinco)
Pb	NiSO_4	Nada aconteceu	(potencial de redução do chumbo é maior que o do níquel)
Pb	CuSO_4	Mudança da cor do eletrodo	Depósito de cobre metálico. $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} (\text{s})$ (potencial de redução do cobre é maior que o do chumbo)

A partir da análise da tabela fornecida no enunciado, vem:

Conclusão: $E_{\text{Cu}}^0 > E_{\text{Pb}}^0 > E_{\text{Ni}}^0 > E_{\text{Zn}}^0$.

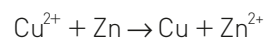
4. Alternativa a.



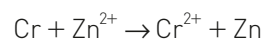
O cátion Ni^{2+} não pode receber elétrons dos recipientes de ferro, cobre, estanho e zinco, pois nessas situações $E_{\text{Ni}^{2+}}^{\text{red}} > E_{\text{metal}}^{\text{red}}$. Então o recipiente só poderá ser de Sn ou Cu (frascos I e II).

5. Alternativa a.

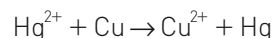
Melhor agente redutor: apresenta maior potencial de oxidação.



$$E_{\text{oxidação}}^0 \text{ Zn} > E_{\text{oxidação}}^0 \text{ Cu}$$



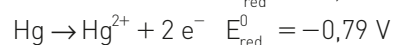
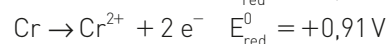
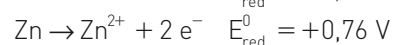
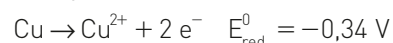
$$E_{\text{oxidação}}^0 \text{ Cr} > E_{\text{oxidação}}^0 \text{ Zn}$$



$$E_{\text{oxidação}}^0 \text{ Cu} > E_{\text{oxidação}}^0 \text{ Hg}$$

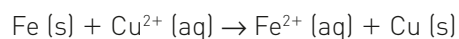
Conclusão (poder redutor): $\text{Hg} > \text{Cu} > \text{Zn} > \text{Cr}$.

ou seja,



Ordem crescente de poder redutor (crescente de potencial de oxidação): $\text{Hg} > \text{Cu} > \text{Zn} > \text{Cr}$.

6. a) Frasco II:



b) 161,3 g/L.

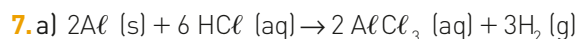
Frasco I: $1 \text{ mol/L ZnSO}_4 = 161,3 \text{ g/L}$

Frasco III:

300 g de FeSO_4 — 2 litros

x — 1 litro

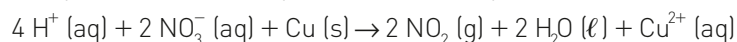
x = 152 g de $\text{FeSO}_4 = 152 \text{ g/L}$



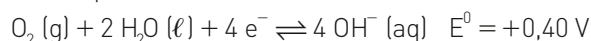
O alumínio irá reagir com o ácido clorídrico formando um sal solúvel, provocando uma corrosão do recipiente.

b) O cobre apresenta um potencial de redução maior que do ácido clorídrico, não ocorrendo a reação, não sendo, portanto, oxidado pelo ácido. Assim, o cobre poderá substituir o alumínio no transporte do ácido clorídrico.

c) Não poderá ser usado, pois será oxidado pelo ácido.



d) Teremos:



$$\Delta E^0 = 0,40 - 0,34 = 0,06\text{ V}$$

$$\Delta E^0 > 0 \text{ (reação espontânea)}$$

8. Alternativa a.

[I] Correta. As medalhas de ouro e bronze são consideradas soluções ou sistemas homogêneos, dependendo da porcentagem de cada elemento participante, assim como o latão e o aço.

[II] Correta. A medalha de bronze apresenta 5% de zinco (Zn) na composição. Então:

$$500\text{ g} \text{ ————— } 100\%$$

$$m_{\text{zinco}} \text{ ————— } 5\%$$

$$m_{\text{zinco}} = \frac{500\text{ g} \cdot 5\%}{100\%}$$

$$m_{\text{zinco}} = 25\text{ g}$$

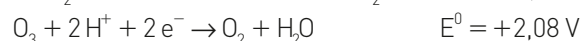
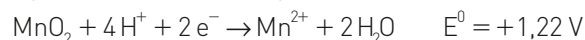
$$m_{\text{cobre}} = 500\text{ g} - 25\text{ g}$$

$$m_{\text{cobre}} = 475\text{ g}$$

[III] Incorreta. Considerando os potenciais-padrão: $E^0_{\text{redução}}(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}^0) = +0,34\text{ V}$ e $E^0_{\text{redução}}(\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}^0) = -0,76\text{ V}$.

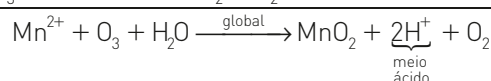
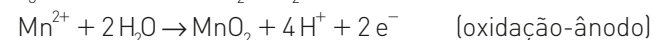
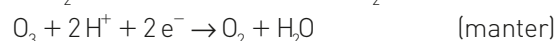
Se uma medalha de bronze fosse colocada em um frasco contendo HCl (aq) de concentração 1 mol L^{-1} a 25°C , o zinco iria sofrer oxidação, pois o Zn^{2+} apresenta potencial de redução menor que zero.

9.a) A partir da análise dos potenciais de redução, vem:



$$+2,08\text{ V} > +1,22\text{ V}$$

Então,



O sistema final ficará ácido.

b) Agente oxidante (sofre redução): O_3

$$\Delta E^0 = E_{\text{redução (maior)}} - E_{\text{redução (menor)}}$$

$$\Delta E^0 = +2,08\text{ V} - (+1,22\text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +0,86\text{ V}$$

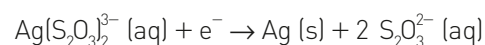
10. Alternativa d.

Neste caso a espécie adequada para essa recuperação deve apresentar o potencial de redução menor do que os íons de prata na forma de $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$ (+0,02 V).

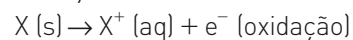
Logo, temos três opções:

$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,76

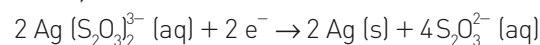
ou seja,



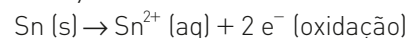
(redução)



Então,



(redução)



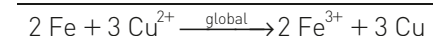
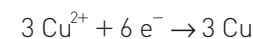
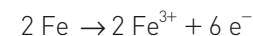
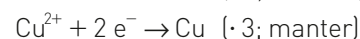
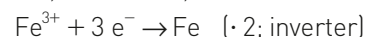
Conclusão: das espécies apresentadas, a adequada para essa recuperação é Sn (s).

11. Alternativa e.

Tem-se a aplicação de uma solução de CuSO_4 ($\text{Cu}^{2+}(\text{SO}_4)^{2-}$) em uma placa de ferro (Fe^0), conclui-se que Cu^{2+} e Fe^0 estão envolvidos no processo. A partir do quadro selecionamos as equações envolvidas, ou seja, aquelas que apresentam Cu^{2+} e Fe^0 :

Semirreação de redução	$E^0(\text{V})$
$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,04
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34

$$+0,34 \text{ V} > -0,04 \text{ V}$$



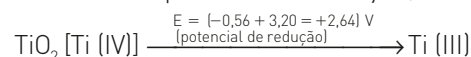
12. a) Teremos:



$$+0,80 \text{ V} > -0,56 \text{ V}$$

Conclusão: TiO_2 não é capaz de oxidar o NO_2 .

b) O TiO_2^* (excitado pela radiação) adquire +3,2 V adicionais no potencial de redução, então:



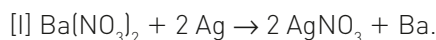
$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = +2,64 \text{ V} - (+0,80 \text{ V}) = +1,84 \text{ V}$$

$$\Delta E = +1,84 \text{ V}$$

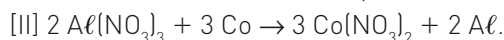
13. Alternativa c.

Teremos:



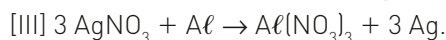
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	$E^0 = 0,80 \text{ V}$
$\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{s})$	$E^0 = -2,90 \text{ V}$

$$-2,90 \text{ V} < 0,80 \text{ V} \rightarrow \text{não espontânea.}$$



$\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}(\text{s})$	$E^0 = -0,28 \text{ V}$
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	$E^0 = -1,66 \text{ V}$

$$-1,66 \text{ V} < -0,28 \text{ V} \rightarrow \text{não espontânea.}$$



$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	$E^0 = 0,80 \text{ V}$
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	$E^0 = -1,66 \text{ V}$

$$0,80 \text{ V} > -1,66 \text{ V} \rightarrow \text{espontânea.}$$

14. Alternativa d.

[I]. Correta. Quando uma placa de níquel metálico é mergulhada em uma solução aquosa contendo íons de Pb^{2+} , ocorre deposição do chumbo metálico sobre a placa de níquel, pois o chumbo possui maior potencial de redução (-0,13 V) do que o níquel (-0,23 V).

[II]. Incorreta. Quando um fio de cobre é mergulhado em uma solução aquosa contendo íons de Pb^{2+} , não ocorre deposição do chumbo metálico sobre o fio de cobre, pois o cobre (+0,42 V) possui maior potencial de redução do que o chumbo (-0,13 V).

[III]. Correta. Em uma pilha montada com os pares Ni^{2+}/Ni e Cu^{2+}/Cu , o eletrodo de cobre metálico funcionará como cátodo, pois o cobre (+0,34 V) possui maior potencial de redução do que o níquel (-0,23 V).

Objetivos do capítulo

- Descrever a corrosão do ferro na presença de gás oxigênio e água;
- entender o que é a proteção contra a corrosão e relacioná-la ao conceito de metal de sacrifício;
- identificar metais que podem ser usados como metal de sacrifício.

Sugestões de abordagem

O fenômeno de corrosão mais comum no cotidiano do aluno é o do ferro. Peça aos alunos que, antes

da aula, preparem em casa sistemas com pregos comuns e galvanizados imersos em água.

Realizar em sala a Atividade experimental deste capítulo e, a partir dos resultados, apresentar os conceitos envolvidos e introduzir a ideia do metal de sacrifício.

No capítulo, abordam-se as consequências da não utilização ou da manutenção do eletrodo de sacrifício em tanques de combustíveis comuns em postos de gasolina, bem como o impacto ambiental provocado pelo vazamento e a técnica mais moderna para descontaminar o lençol freático.



(p. 332)

Porque quando essas latas são amassadas, pode-se danificar o verniz ou o esmalte que está em seu interior e os metais que as compõem podem reagir com os componentes dos alimentos, gerando algum tipo de deterioração.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 334)

1. O_2 e H_2O .
2. Não está enferrujada. Para formar a ferrugem, é necessária a presença de H_2O e O_2 ; dependendo do método de armazenamento (embalagem), podem ser retirados H_2O ou O_2 , ou ambos, evitando a formação da ferrugem.
3. A umedecida, porque a velocidade de uma reação depende da concentração dos reagentes, neste caso, o H_2O e o O_2 .
4. Podem ser utilizados metais com potencial de reação menor que o do ferro: Mg e Zn.
5. Alternativa e.
Só é possível a entrada de água na proveta se o oxigênio que estava presente reagiu com a palha de aço, formando Fe_2O_3 , ou seja, formando ferrugem, e proporcionando espaço para a água preencher o espaço deixado por esse oxigênio.

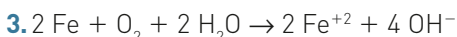
EXPLORE SEU MUNDO (p. 335)

Essa investigação simples pode trazer resultados não esperados, dependendo das condições iniciais dos pacotes e dos locais onde são deixados; observe que nenhuma dessas condições é estabelecida na proposição da atividade. O esperado é que, depois de decorrida uma semana, o pacote de palha de aço que ficou aberto apresente sinais de oxidação e o que ficou fechado esteja intacto. No entanto, vários fatores podem contribuir para que o resultado seja diferente: a) a exposição à umidade pode ocorrer já com o pacote fechado, embora em locais de baixa umidade ambos apresentem o mesmo aspecto sem oxidação; b) dependendo da umidade do local, uma semana pode não ser tempo suficiente para promover qualquer alteração na superfície da palha de aço. Algumas situações podem ser simuladas para que os estudantes construam hipóteses sobre o ocorrido e desconstruam a expectativa para o resultado esperado. Exemplos: a) o pacote que ficou aberto tem data de validade muito posterior à do que permaneceu fechado; b) o pacote fechado ficou na geladeira e o aberto ficou em uma caixa fechada. Ao final, espera-se que se estabeleça uma correlação entre a ação da umidade e a oxidação do ferro.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 335)

1. A reação que ocorre com o ferro no ânodo é uma reação de oxidação, e a reação que ocorre com o oxigênio no cátodo é uma reação de redução.

2. O potencial fornecido é o potencial de redução para a semirreação de redução, e para a semirreação de oxidação o potencial fornecido é o de oxidação.



4. Os metais que poderiam ser utilizados para proteger o ferro são: Cr e Zn, pois têm potencial de redução menor que o do ferro.

5. Alternativa b.

O potencial de redução do estanho ($-0,14 \text{ V}$) é maior do que o do ferro ($-0,44 \text{ V}$), logo o ferro sofrerá oxidação (perda de elétrons).

Conclusão: o ferro será o polo negativo e o estanho será o polo positivo.

6. Alternativa a.

Com base na tabela, temos a seguinte ordem de reatividade: $\text{Sn} < \text{Fe} < \text{Zn} < \text{Al}$; para que o metal possa ser usado como metal de sacrifício do ferro, ele deve ser mais reativo que o ferro.

7. Alternativa d.

Quanto menor o potencial de redução, mais adequado será o metal de sacrifício, pois sofrerá oxidação com mais facilidade. De acordo com a tabela, os menores potenciais de redução pertencem ao magnésio e ao potássio.

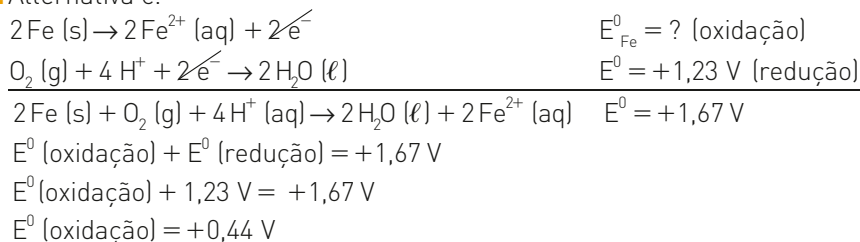
Supondo que as placas ou cravos sejam compostos por esses metais, o magnésio seria a melhor escolha, pois é menos reativo na presença de água.

Desafiando seus conhecimentos (p. 336)

1. Alternativa d.

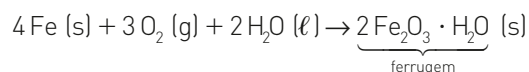
A primeira expressão é apropriada, pois o ferro se oxida com o tempo na presença do ar formando óxidos de ferro, enquanto a segunda expressão não é apropriada, pois o ouro é um metal muito pouco reativo. Ou seja, o potencial de redução do ouro é maior que o do ferro.

2. Alternativa c.



3. Alternativa c.

Uma forma de impedir o processo corrosivo nesses utensílios é impermeabilizar a superfície, isolando-a de seu contato com o ar úmido, pois assim evita-se a reação do ferro sólido com o gás oxigênio e com a água presentes na atmosfera, ou seja, evita-se a oxidação.

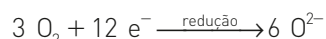
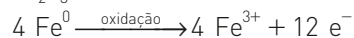


$$\text{Fe: Nox (Fe)} = 0$$

$$\text{O}_2: \text{Nox (O)} = 0$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3: \text{Nox (Fe)} = +3$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3: \text{Nox (O)} = -2$$

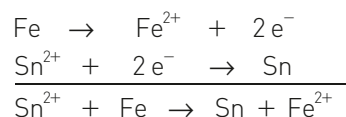


4. Alternativas corretas: 02 e 08.

Analisando as afirmações temos:

[01]. Incorreta.

Na reação estão envolvidos 2 mol de elétrons por mol de Fe ou por mol de Sn^{2+} reduzido.



[02]. Correta.

O potencial de redução do Fe^{2+} é menor que o do Sn^{2+} . Assim, o potencial de oxidação do ferro é maior que o do estanho, por isso o ferro se oxida mais facilmente.

[04]. Incorreta.

Como o ferro se oxida, ele funciona como ânodo.

[08]. Correta. Sendo $\text{ddp} > 0$, a reação ocorre nesse sentido.

5. Alternativa a.

Para um metal de sacrifício, a melhor escolha em relação ao metal que precisa ser protegido é aquele que apresentar o menor potencial de redução para o seu cátion (maior potencial de oxidação).

Neste caso, é o magnésio.

6. a) Mg e Zn se oxidaram mais facilmente.

b) $\Delta E = +1,93 \text{ V}$

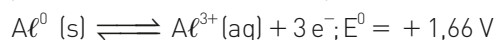
c) $\text{Mg} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe} + \text{Mg}^{2+}$

7. Alternativa e.

Os metais que poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio (ou seja, proteger o alumínio da oxidação) devem apresentar menores potenciais de redução que o do alumínio e neste caso o lítio e o potássio se encaixam.

8. Alternativa c.

Considerando as informações, a equação associada a um processo adequado de proteção catódica de um casco de aço deve apresentar maior potencial de oxidação que o ferro sólido:



9. Alternativa d.

No experimento ocorreu a oxidação do ferro presente na palha de aço. Neste processo há consumo

de gás oxigênio do ar presente na proveta e, consequentemente, elevação do nível de água, já que sua superfície externa está submetida à pressão atmosférica.

O estudante conclui que o experimento permite calcular o percentual de oxigênio no ar atmosférico.

10. a) O consumo de oxigênio fez com que a pressão interna da proveta diminuísse, provocando a entrada de água. O volume de água dentro da proveta corresponde ao volume de oxigênio que foi consumido, então:

$$25 \text{ cm} \text{ ——— } 100\% \text{ (volume do ar atmosférico)}$$

$$5 \text{ cm} \text{ ——— } x$$

$$x = 20\% \text{ (volume de oxigênio no ar)}$$

b) A altura de 5 cm corresponde a um volume de 35 cm^3 de oxigênio, que, por sua vez, é o volume de $1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de oxigênio, então:

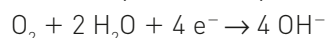
$$112 \text{ g de Fe (2 mol)} \text{ ——— } 1 \text{ mol de O}_2$$

$$x \text{ ——— } 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de O}_2$$

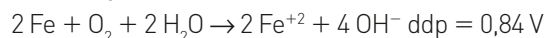
$$x = 0,15 \text{ g de Fe}$$

c) Semirreação de oxidação: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^-$

Semirreação de redução:



Reação global:

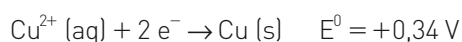
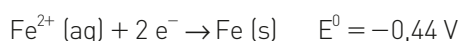
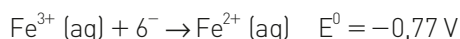


11. Alternativa a.

A ferrugem é o resultado da ação do oxigênio sobre o ferro, oxigênio este que está presente na água e no ar. Dessa reação surge a ferrugem que irá deteriorar o material ao longo do tempo.

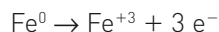
12. Alternativa c.

O estudante verificou formação de ferrugem apenas no prego II, pois o potencial de redução do cobre é maior que o do ferro, ou seja, o ferro sofre oxidação ("enferruja").



$$+0,34 \text{ V} > -0,44 \text{ V} > -0,77 \text{ V}$$

Uma corrosão útil



2. No processo o cloro sofre redução e o ferro sofre oxidação, assim conclui-se que o potencial de redução do ferro é menor que o do cloro.

3. Porque o ferro sofre oxidação.

Capítulo 19

Pilhas comerciais e baterias

Objetivos do capítulo

- Conhecer diferentes pilhas comerciais, suas aplicações e constituições;
- entender o funcionamento das baterias de chumbo;
- comparar as baterias automotivas comuns às baterias “secas” (*freedom*).

Sugestões de abordagem

Seria interessante cortar uma pilha seca comum e mostrar aos alunos sua constituição. Algumas fábricas de baterias de automóveis emprestam ou mesmo cedem modelos de baterias.

A partir do estudo da constituição da pilha e da bateria, introduzir a parte teórica.

Descarte responsável

1. Pesquisa a ser desenvolvida pelo aluno.

2. Pesquisa a ser desenvolvida pelo aluno.



[p. 345]

As terminologias AA e AAA são utilizadas para designar os tamanhos das pilhas.

- a) O etanol é o agente redutor e o oxigênio é o agente oxidante.
- b) O oxigênio é o elemento que recebe elétrons.
- c) Tanto o carbono quanto o oxigênio têm $\Delta_{\text{nox}} = 2$.
- d) O etanol é o polo negativo, pois sofre oxidação.
- e) A substância com maior número de elétrons é o ácido acético.

2. Teremos:

500 mL de ar — 100%

x — 20%

x = 100 mL de O_2

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \text{ atm} \cdot 0,1 \text{ L} = \frac{m}{32 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$m_{\text{oxigênio}} = 0,128 \text{ g}$$

pela estequiometria da reação temos que 1 mol de etanol reage com 1 mol de O_2 , então:

32 g de O_2 — 46 g de etanol

0,128 g de O_2 — x

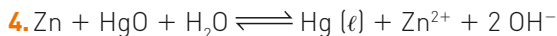
x = 0,184 g de etanol serão oxidados.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 350)

1. Oxidação: perda de e^- .

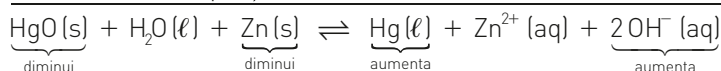
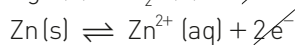
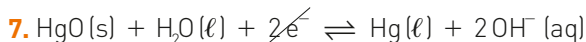
2. Redução: ganho de e^- .

3. Zn: agente redutor; HgO: agente oxidante.



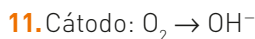
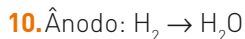
$$\begin{aligned} 5. \Delta E^0 &= E^0_{\text{maior}} - E^0_{\text{menor}} \\ \Delta E^0 &= -0,85 - (-0,76) \\ \Delta E^0 &= 1,61 \text{ V} \end{aligned}$$

6. Eletrodo de zinco.

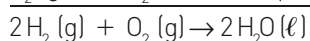
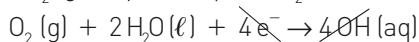
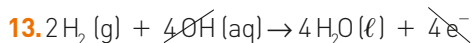


8. Oxidação.

9. Redução.



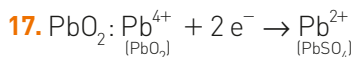
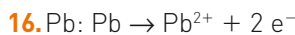
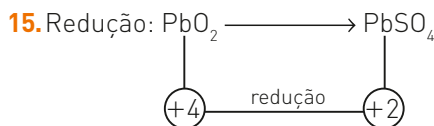
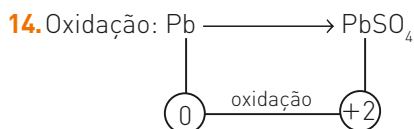
12. No ânodo são liberados elétrons e no cátodo são absorvidos elétrons.



$$\Delta E^0 = E^0_{\text{maior}} - E^0_{\text{menor}}$$

$$\Delta E^0 = (1,23 \text{ V}) - (0 \text{ V})$$

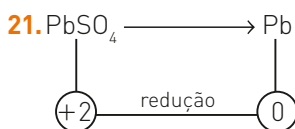
$$\Delta E^0 = 1,23 \text{ V}$$



18. Diminui. O Pb se transforma em Pb^{2+} .

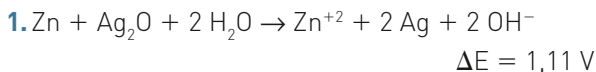
19. Aumenta. O PbSO_4 é formado a partir do Pb.

20. Diminui. O H^+ é consumido na reação de descarga.



22. Aumenta. O PbO_2 é formado a partir do PbSO_4 .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 351)



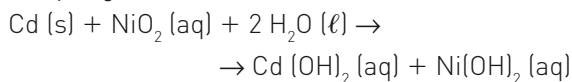
2. O eletrodo de Zn é o ânodo.

3. O eletrodo de Ag_2O é o cátodo.

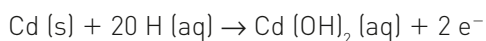
4. O polo positivo é o cátodo.

5. O polo negativo é o ânodo.

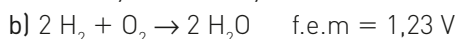
6. Reação global:



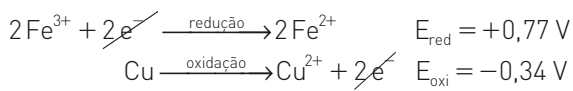
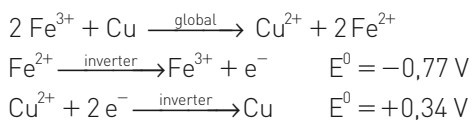
Reação anódica:



7.a) O eletrodo 2 é o positivo, pois é onde ocorre a semirreação de redução.



8. Alternativa e.



$$\Delta E = E_{\text{red}} + E_{\text{oxi}}$$

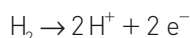
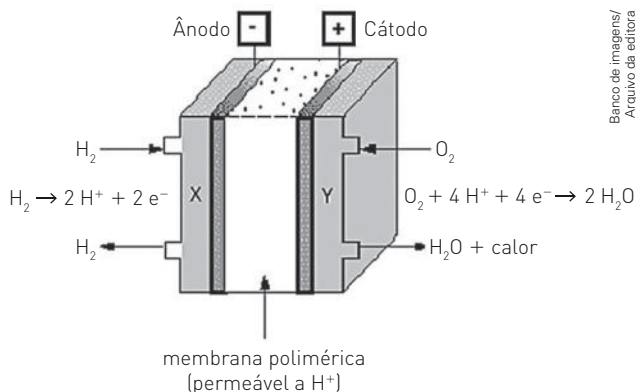
$$\Delta E = +0,77 \text{ V} + (-0,34 \text{ V})$$

$$\Delta E = +0,43 \text{ V}$$

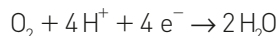
9. Alternativa d.

Célula a combustível é um exemplo de célula galvânica.

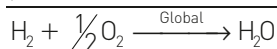
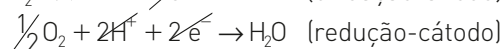
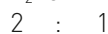
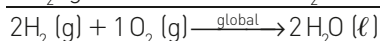
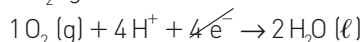
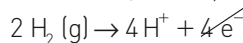
10. Alternativa d.



(ânodo; oxidação-polo negativo)



(cátodo; redução-polo positivo)



11. Alternativa a.

[II]. Incorreto. O metal chumbo é oxidado a sulfato de chumbo.

Desafiando seus conhecimentos (p. 353)

1. [I] Falso. A fem é a diferença entre os potenciais de redução do cátodo e do ânodo.

[II] Verdadeiro.

[III] Verdadeiro.

[IV] Verdadeiro.

[V] Falso. Os elétrons se movimentam do ânodo para o cátodo.

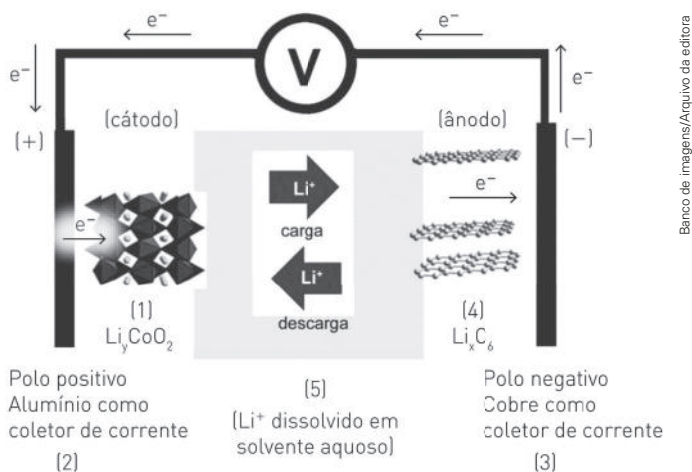
2. Alternativa e.

[I] Incorreta. No ânodo ocorre a oxidação do lítio metálico.

[II] Incorreta. A ddp da pilha é 3,59 V.

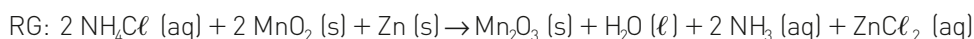
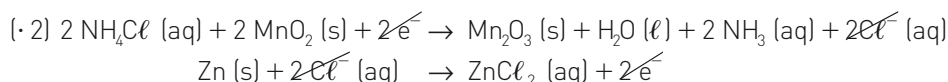
3. Alternativa d.

Quando a bateria está em uso, o ânodo corresponde ao componente 4, de acordo com a imagem:



4. Alternativa c.

[I] Incorreta. Montando a pilha:



Analisando os 2 compostos (Zn e Mn) na equação global, teremos:

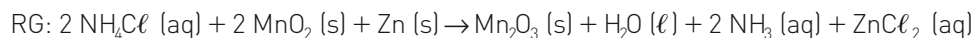
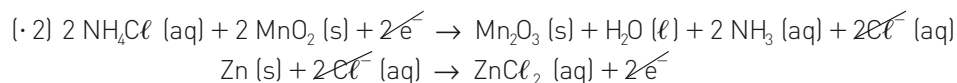
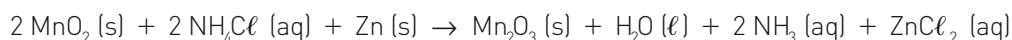


Sendo assim, o zinco oxida e o manganês reduz.

[II] Correta. Calculando o potencial da pilha, teremos:

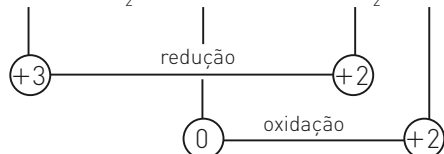
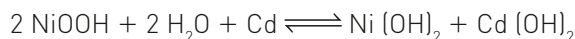
$$\begin{aligned} \Delta E^0 &= E^0_{\text{(oxi)}} + E^0_{\text{(red)}} \\ \Delta E^0 &= +0,76 + 0,74 \\ \Delta E^0 &= 1,50 \text{ V} \end{aligned}$$

[III] Correta. A reação global da pilha será:

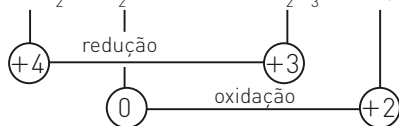
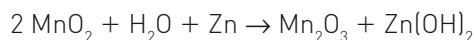


[IV] Incorreta. À medida que a pilha vai sendo gasta, o zinco aumenta sua massa e o dióxido de manganês diminui sua massa.

5. Alternativa b.



6. Alternativa a.

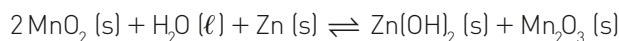
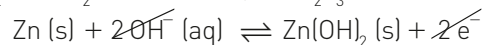
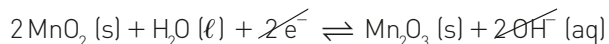


$$\Delta E^0 = E^0_{\text{maior}} - E^0_{\text{menor}}$$

$$\Delta E^0 = 0,6 - (-0,9)$$

$$\Delta E^0 = 1,5 \text{ V}$$

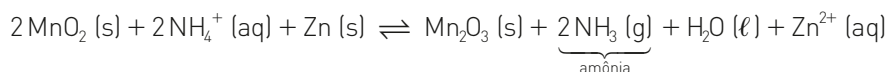
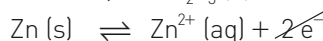
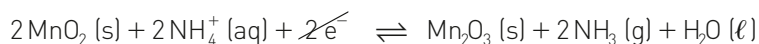
7.a) Reação global:



$$\Delta E = 0,29 - (-1,25)$$

$$\Delta E = 1,54 \text{ V}$$

b) Teremos:

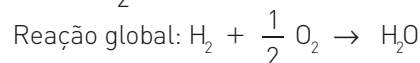
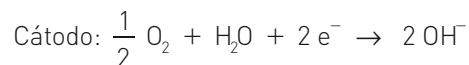
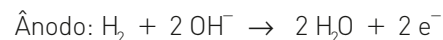


c) Agente redutor: Zn (s)

d) O fluxo de elétrons é do ânodo (Zn (s)) para o cátodo (MnO₂ (s)) em ambos os casos.

8. Alternativa e.

Na pilha de combustível, teremos:



A eletricidade gerada pela reação de oxirredução do hidrogênio com o oxigênio provocará o movimento do ônibus.

9. Alternativa b.

[a] Incorreta. A reação 1 é de oxidação e ocorre no ânodo da célula.

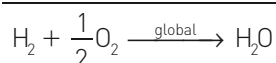
[b] Correta. Na pilha ocorre uma reação espontânea que transforma energia química em energia elétrica oposta à eletrólise.

[c] Incorreta. A célula a combustível produz somente corrente contínua.

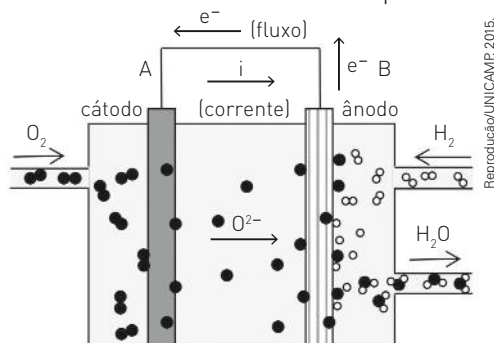
[d] Incorreta. A célula a combustível é um conversor de energia química em energia elétrica.

10. Alternativa a.

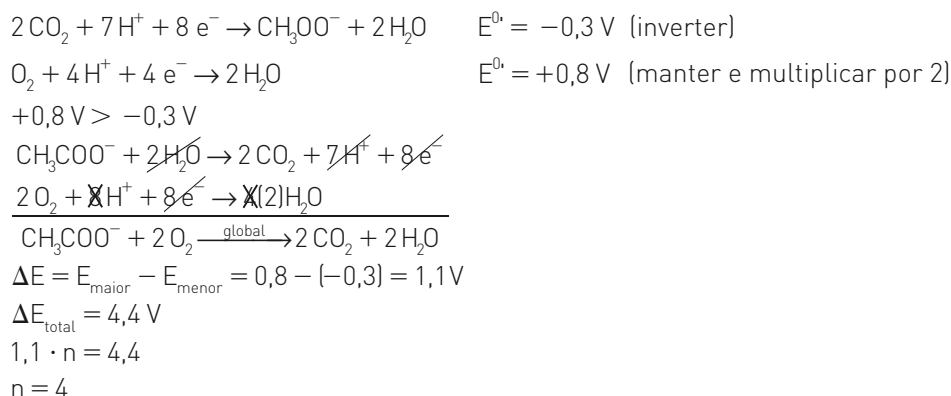
O dispositivo representa uma pilha de hidrogênio.



A corrente elétrica flui de A para B e o fluxo dos elétrons é de B para A.

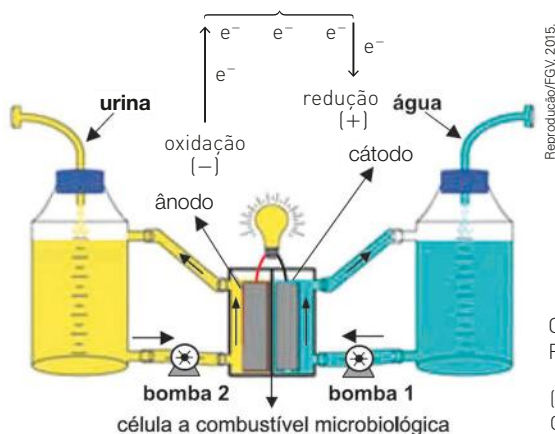


11. Alternativa b.



12. Alternativa a.

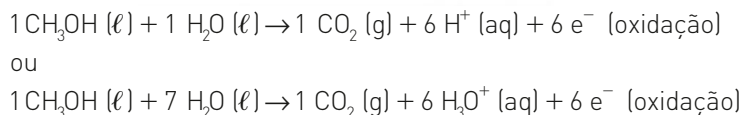
Teremos:



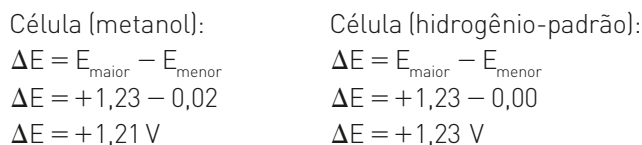
Oxidação: perda de elétrons
Redução: recebimento de elétrons

(www.rsc.org/chemistryworld/News/2011/October/31101103.asp. Adaptado)

13. a) Semirreação que ocorre no ânodo:

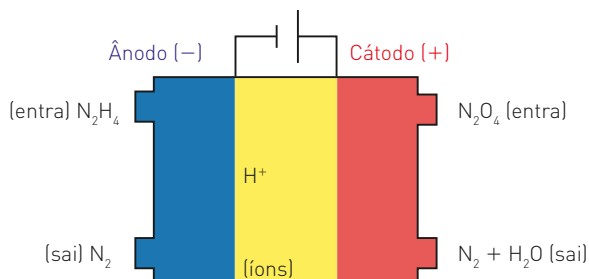


b) Cálculo do valor da diferença de potencial padrão dessa célula (a partir da tabela fornecida):



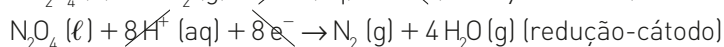
Conclusão: o valor da célula a metanol é menor (+1,21 V) do que o valor da célula a hidrogênio (+1,23 V).

14.a) Esquemáticamente, poderíamos ter o seguinte dispositivo:

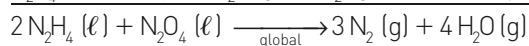
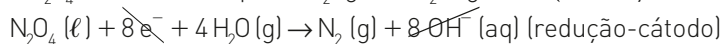
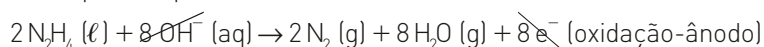


Banco de imagens/Arquivo da editora

b) Equações químicas balanceadas das semirreações anódica e catódica que ocorrem no dispositivo eletroquímico para o meio ácido:

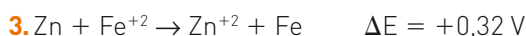


Equações químicas balanceadas das semirreações anódica e catódica que ocorrem no dispositivo eletroquímico para o meio básico:



Leia, analise e responda - Projeção catódica e proteção canódica (p. 358)

1. A ferrugem é um óxido de ferro gerado a partir da oxidação do ferro metálico pelo oxigênio do ar. A exposição direta do ferro ao oxigênio em presença de umidade é um dos principais fatores que contribuem para a formação da ferrugem.
2. A substância usada deve ter potencial de redução menor que o do ferro, pois assim sofrerá oxidação antes dele.



Como a ddp da pilha é um valor positivo, isso indica que é uma reação espontânea, justificando o uso do método como proteção catódica.

Capítulo 20 Eletrólise

Objetivos do capítulo

- Entender os processos eletrolíticos;
- diferenciar a eletrólise ígnea da eletrólise aquosa;
- comparar a tendência de descarga das espécies no ânodo e no cátodo;
- representar as equações químicas de oxidação e redução dos processos eletrolíticos;
- comparar a espontaneidade de ocorrência de transformações entre a pilha e a eletrólise.

Sugestões de abordagem

Um dos objetivos mais importantes deste capítulo é mostrar que a eletrólise é um processo não espontâneo. Para demonstrar isso, pode-se fazer em classe a eletrólise aquosa de um iodeto.

A partir desse experimento, os alunos podem chegar a um grande número de conclusões e é possível introduzir os conceitos e os nomes envolvidos no processo, permitindo, inclusive, a recordação de indicadores, o que será útil no estudo do deslocamento de equilíbrios.

Atividade prática – Eletrólise aquosa do NaCl (p. 373)

1. Os íons estão dissociados.
2. OH_2 e Cl_2 . O íon Cl_2 tem prioridade de descarga.
3. $2 \text{Cl}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^-$
4. H^+ e Na^+ . O íon H^+ tem prioridade de descarga.
5. $2 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g})$
6. $2 \text{NaCl} (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow 2 \text{NaOH} (\text{aq}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$
Ou $2 \text{Cl}^- (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightarrow 2 \text{OH}^- (\text{aq}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$
7. Verificar o caráter ácido ou básico da solução final.
8. A fenolftaleína reage visivelmente no eletrodo negativo (cátodo). A solução ao redor desse eletrodo ficará rosa.
9. Básico.
10. Gás cloro (Cl_2). Tratamento de água, produção de ácido clorídrico e de alguns polímeros.
11. Gás clorídrico (HCl).



(p. 377)

Porque se for fornecida uma corrente alternada, o cátodo e o ânodo se inverterão na frequência da corrente.

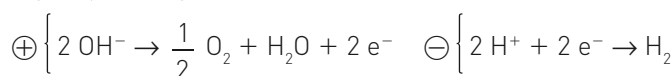
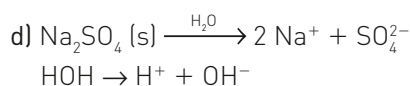
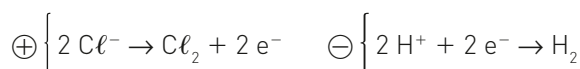
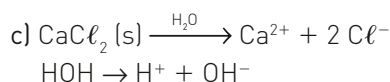
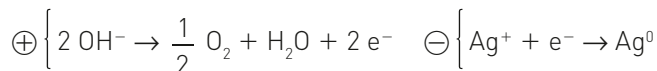
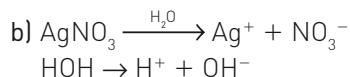
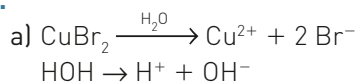
Fundamentando seus conhecimentos (p. 378)

1. Cátodo.
2. Redução.
3. $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$
4. Ânodo.
5. Oxidação.
6. $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 (\ell) + 2 \text{e}^-$
7. $\text{Pb}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Br}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{Pb} (\text{s}) + \text{Br}_2 (\ell)$
8. H^+ , Ca^{2+}
9. H^+
10. $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g})$
11. OH^- , NO_3^-
12. OH^-
13. $2 \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$
14. Mais concentrada.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 379)

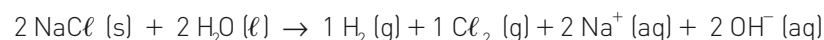
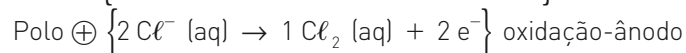
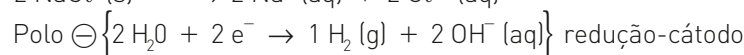
1. Alternativa b.
No cátodo de um processo eletroquímico, sempre ocorre um processo de redução.
2. Alternativa d.
O processo de oxidação que ocorre no ânodo pode ser representado por: $\text{Cl}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2 + \text{e}^-$
3. Alternativa d.
O processo que ocorre no cátodo pode ser representado por: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$
4. a) $\text{KI} (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{K}^+ + \text{I}^-$
Polo $\oplus$ ânodo $\{2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$
Polo $\ominus$ cátodo $\{\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}^0$
b) $\text{NiCl}_2 (\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{Ni}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$
Polo $\oplus$ ânodo $\{2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
Polo $\ominus$ cátodo $\{\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni} (\text{s})$
5. Alternativa e.
A etapa de obtenção do alumínio ocorre no cátodo, com fluxo de elétrons das barras de grafita (ânodo) para a caixa de aço (cátodo).

6.



7. Alternativa c.

Eletrólise do NaCl em meio aquoso:



8. a) F; b) V; c) F; d) F; e) V.

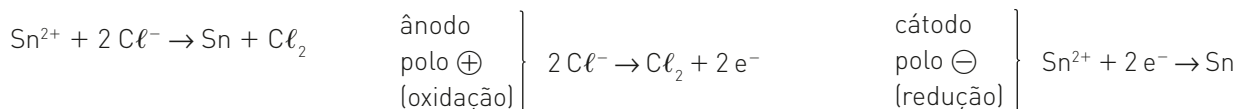
9. Alternativa c.

Cátodo (polo negativo): Au^{+3} e H^+ ; na competição desses cátions, o Au^{+3} irá descarregar 1°, formando o $\text{Au}_{(\text{s})}$.Ânodo (polo positivo): NO_3^- e OH^- ; na competição desses ânions, o OH^- irá descarregar 1°, formando o gás O_2 .

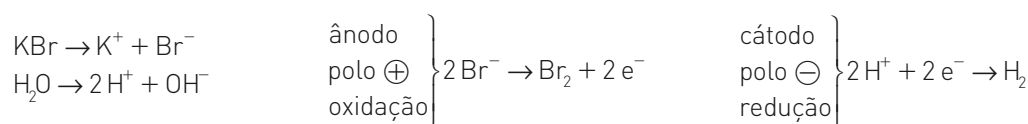
10. a) Porque não existem íons livres em solução no experimento A, uma vez que o açúcar não sofre dissociação nem ionização em água; já o ácido sulfúrico e o sulfato de cobre liberam íons em solução aquosa viabilizando a condução de corrente elétrica.

b) No eletrodo positivo, o gás liberado é o O_2 e no eletrodo negativo o gás liberado é o H_2 .c) O gás liberado no experimento C é o O_2 ; ele é liberado no eletrodo positivo.

11. Alternativa c.

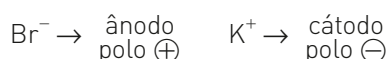


12. Alternativa b.



13. Alternativa d.

I. Verdadeira.



II. Verdadeira.



III. Falsa.



14. Alternativa a.

Análise das afirmativas:

[I] Correta. Esse sistema é ideal para ser implantado em João Pessoa, onde há o encontro de dois rios com o mar, ou seja, água “doce” com salgada.

[II] Incorreta. O sistema seria perfeito para gerar água doce em regiões onde existe água salgada.

[III] Incorreta. Seria muito útil para geração de água potável.

15. Alternativa e.

Um eletrodo de prata foi utilizado para estabelecer uma boa ligação com os ânions cloreto, logo este eletrodo tem carga positiva.

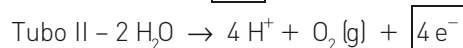
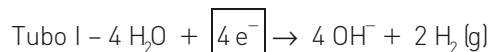
16.a) O volume do gás depende das condições de pressão e temperatura e, também, do número de mols de moléculas. A massa atômica, número de prótons ou de nêutrons, não interfere na medição.

b) Com a solução de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) não ocorreria eletrólise, pois o aluno estaria testando uma solução molecular que não conduz corrente elétrica.

17.a) Tubo I = H_2 ; tubo II = O_2 .

b) Polo $\ominus$ (cátodo) redução.

c) Para uma mesma corrente elétrica.



$$\text{São produzidos} \begin{cases} 2 \text{ mol de } H_2 = 4 \text{ g} \\ 1 \text{ mol de } O_2 = 32 \text{ g} \end{cases}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 382)

1. O produto A será o Cl_2 , pois como o $NaCl$ está fundido o único ânion que pode sofrer oxidação é o Cl^- . O produto B vem de uma redução, pois é formado no cátodo, entre os cátions que podem sofrer redução no sistema (Na^+ e H^+) o H^+ tem prioridade de descarga, assim B é o H_2 . C é formado no ânodo, então é produto de uma oxidação, entre os ânions que podem sofrer oxidação (OH^- e Cl^-) o Cl^- tem prioridade de descarga, logo C é o Cl_2 .

2. De acordo com o texto: “Nas salinas, o cloreto de sódio é obtido pela evaporação da água do mar em uma série de tanques. No primeiro tanque, ocorre o aumento da concentração de sais na água, cristalizando-se sais de cálcio. Em outro tanque ocorre a cristalização de 90% do cloreto de sódio presente na água.”

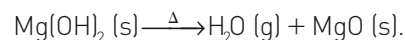
O nome do processo de separação de misturas empregado para obter o cloreto de sódio nas salinas descrito no texto é a cristalização, neste caso fracionada.

Propriedades específicas são aquelas peculiares a cada substância pura individualmente. São propriedades que identificam o tipo de substância. A propriedade específica dos materiais na qual se baseia a cristalização é o coeficiente de solubilidade ou, simplesmente, solubilidade.

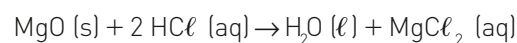
Os íons Mg^{2+} presentes nessa salmoura são precipitados sob a forma de hidróxido de magnésio por adição de íons



Por aquecimento, esse hidróxido transforma-se em óxido de magnésio:

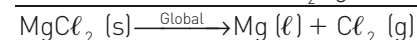
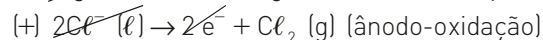
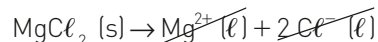


O óxido de magnésio (MgO) reage com ácido clorídrico (HCl), formando cloreto de magnésio:

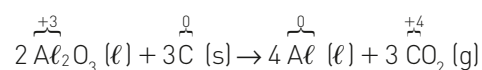


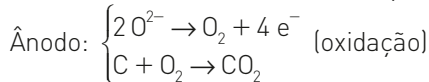
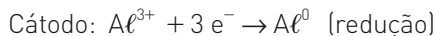
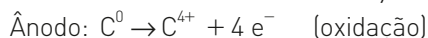
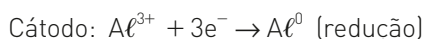
Após cristalizado: $MgCl_2 (s)$

Após cristalizado e fundido o cloreto de magnésio ($MgCl_2$) é submetido a eletrólise ígnea, produzindo magnésio metálico no cátodo e cloro gasoso no ânodo:

**3. Alternativa a.**

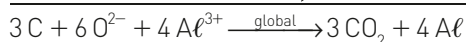
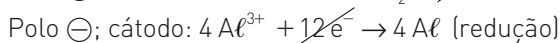
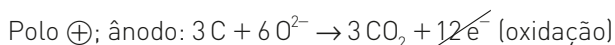
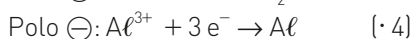
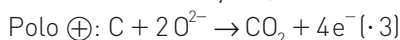
A partir da análise da equação fornecida no enunciado, vem:



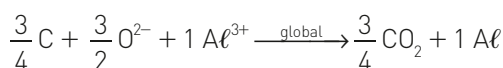


4. Alternativa d.

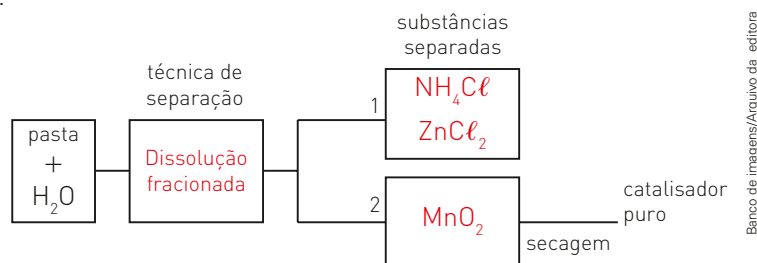
Analisando as reações, vem:



Para 1 mol de Al:



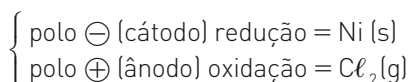
5. a) A técnica utilizada na separação é a dissolução fracionada (uma das frações é solúvel em solvente adequado) e as substâncias separadas são: NH_4Cl (solúvel em água), ZnCl_2 (solúvel em água) e MnO_2 (insolúvel em água).



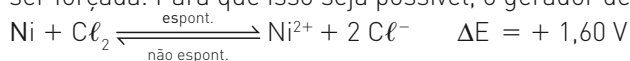
- b) O grafite é utilizado, pois é um material condutor de eletricidade e praticamente inerte. A folha de zinco (polo negativo ou ânodo) sofre oxidação durante a descarga dessa pilha.

6.

a)



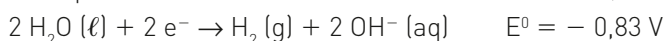
- b) O ΔE mínimo deve ser +1,60 V. A reação $2\text{Cl}^- + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Ni} + \text{Cl}_2$ não é espontânea e, portanto, deve ser forçada. Para que isso seja possível, o gerador deve fornecer no mínimo 1,60 V.



7. Alternativa e.

As espécies químicas quantitativamente importantes em uma solução aquosa de iodeto de potássio são K^+ (aq), I^- (aq) e H_2O (l).

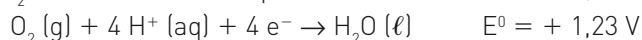
Descarga no cátodo (redução): polo $\ominus$:



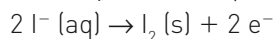
Ocorrerá a segunda semirreação, porque apresenta maior potencial de redução.

Há formação de gás hidrogênio, o meio torna-se básico, e a solução, ao redor desse eletrodo inerte, adquire cor vermelha na presença de fenolftaleína.

Descarga no ânodo (oxidação): polo $\oplus$:

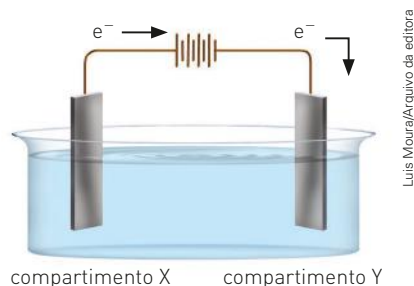


A oxidação mais espontânea será da semirreação com menor potencial de redução:



Não há formação de gás.

8. Alternativa e.



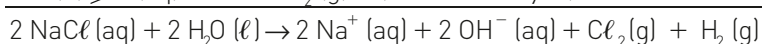
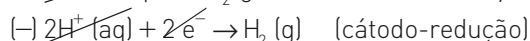
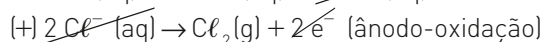
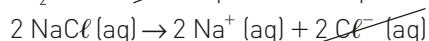
Luis Moura/Arquivo da editora

- I. Incorreta. Na eletrólise, o elétron sai do polo positivo (compartimento X) e migra em direção ao polo negativo (compartimento Y).
- II. Correta. O polo positivo da eletrólise é onde ocorre a reação de oxigênio e, portanto, será o ânodo (compartimento X).
- III. Incorreta. Como a eletrólise é um processo não espontâneo, a variação de potencial de redução (ΔE_{red}^0) é menor que zero.
- IV. Correta. Na eletrólise da solução aquosa de NaCl (aq), ocorre formação de gás hidrogênio no cátodo, polo negativo (compartimento Y), conforme a equação:

$$2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$$
- V. Correta. Na eletrólise da solução aquosa de NaCl (aq), ocorre formação do gás cloro no ânodo, polo positivo (compartimento X), conforme a equação:

$$2 \text{Cl}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^-$$

9. a) A produção mundial de gás cloro é de 60 milhões de toneladas por ano, então:

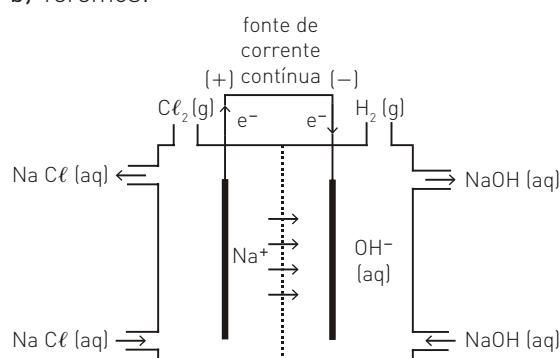


$$71 \text{ g} \rightarrow 2 \text{ g}$$

$$\underbrace{60 \cdot 10^6}_{60 \text{ milhões}} \cdot \underbrace{10^6 \text{ g}}_{1 \text{ tonelada}} \rightarrow m_{\text{H}_2}$$

$$m_{\text{H}_2} = 1,69 \cdot 10^{12} \text{ g} = 1,69 \text{ milhão de toneladas}$$

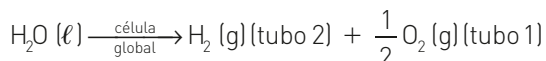
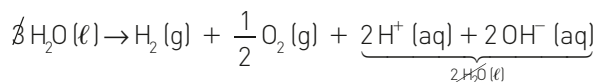
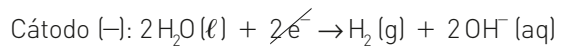
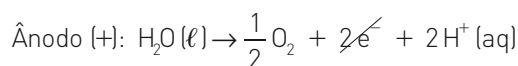
b) Teremos:



Banco de imagens/Arquivo da editora

10. Alternativa b.

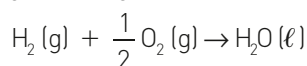
11. a) Teremos:



$$18 \text{ g} \text{ — } 22,4 \text{ L} \text{ — } \frac{22,4}{2} \text{ L} (11,2 \text{ L})$$

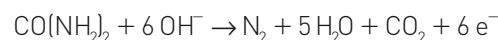
$$36 \text{ g} \text{ — } 44,8 \text{ L} \text{ — } 22,4 \text{ L}$$

b) Equação da reação química da combustão do gás hidrogênio:

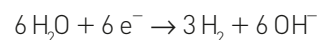


12. A reação global corresponde à soma das semirreações anódica e catódica.

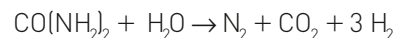
Reação anódica:



Reação catódica:



Reação global:



Cálculo da massa de ureia presente em 10000 L de urina:

$$1 \text{ L} \text{ — } 20 \text{ g}$$

$$10000 \text{ L} \text{ — } x \text{ g}$$

$$x = 20 \cdot 10^5 \text{ g}$$

Pela estequiometria da reação global, 1 mol de ureia produz 3 mol de gás hidrogênio.

Logo, 60 g de ureia formam 6 g de H_2 . Então, a massa de H_2 gerada a partir de $2 \cdot 10^5 \text{ g}$ de ureia será:

$$\begin{array}{l} \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ — } 3 \text{ H}_2 \\ 60 \text{ g — } (3 \cdot 2 \text{ g}) \end{array}$$

$$2 \cdot 10^5 \text{ g — } x$$

$$x = 2 \cdot 10^4 \text{ g}$$

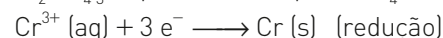
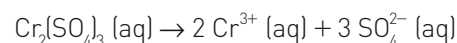
Distância que o ônibus percorreu:

$$100 \text{ g H}_2 \text{ — } 1 \text{ km}$$

$$2 \cdot 10^4 \text{ g H}_2 \text{ — } s$$

$$s = 200 \text{ km}$$

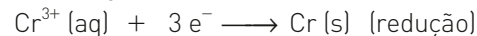
13. a) A peça de aço foi colocada em um recipiente contendo solução de sulfato de cromo (III) $[\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3]$, a fim de receber um revestimento de cromo metálico. Então:



b) A massa do cromo depositado pode ser obtida a partir da tabela fornecida no enunciado.

$$m_{\text{Cr}} = 102,08 \text{ g} - 100,00 \text{ g} = 2,08 \text{ g}$$

$$\text{Cr} = 52 \text{ g/mol}$$



$$3 \text{ mol e}^- \text{ — } 52 \text{ g}$$

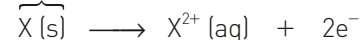
$$n \text{ — } 2,08 \text{ g}$$

$$n = 0,12 \text{ mol de elétrons no circuito}$$

$$m_x = 100,00 \text{ g} - 96,70 \text{ g} = 3,30 \text{ g}$$

$$n_x = \frac{3,30}{M_x} \text{ mol}$$

forma
ion
divalente



$$1 \text{ mol — } 2 \text{ mol e}^-$$

$$\frac{3,30}{M_x} \text{ mol — } 0,12 \text{ mol e}^-$$

$$M_x = \frac{3,30}{0,12} \cdot 2 = 55 \text{ g/mol}$$

$$M_x = 55 \text{ g/mol}$$

X é o manganês.

Capítulo 21

Aspectos quantitativos da eletrólise

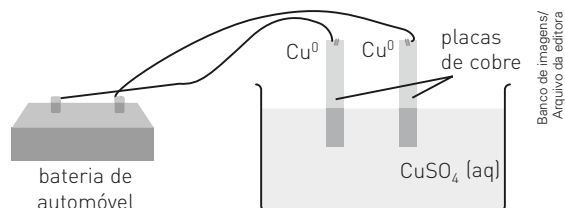
Objetivos do capítulo

- Relacionar o número de elétrons transferidos pelo círculo externo com a quantidade de matéria oxidada ou reduzida;

- conhecer a quantidade de carga transportada pela passagem de 1 mol de elétrons (96 500 C);
- quantificar a intensidade da corrente elétrica do sistema e relacioná-la com sua carga (Q) em coulomb (C).

Sugestões de abordagem

Uma maneira de abordar o assunto, que costuma causar grande impacto nos alunos, é por meio do seguinte experimento:



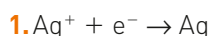
Após certo tempo, é possível perceber que uma das placas de cobre sofre corrosão, enquanto a

outra tem sua massa aumentada. A partir desse fato, pode-se relacionar a massa de cobre depositada com o tempo decorrido e com a quantidade de corrente. A seguir, é possível detalhar para os alunos a parte teórica.

É oportuno lembrar que a IUPAC recomenda que não seja mais usado o conceito de equivalente-grama. Assim, deve-se enfatizar que a passagem de 1 mol de elétrons corresponde a $9,65 \cdot 10^4$ C ou 1 F.

Se a execução do experimento não for possível, desenhe a ilustração anterior na lousa e, com base nela, desenvolva a aula com valores fictícios e apropriados.

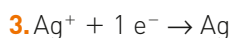
Fundamentando seus conhecimentos (p. 390)



$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \text{---} & 1 \text{ mol} \\ x = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} & \text{---} & 1 \text{ mol} \\ x = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} & \text{---} & 108 \text{ g} \\ 193\,000 \text{ C} & \text{---} & y \\ y & = & 216 \text{ g} \\ x = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} & = & 96\,500 \text{ C} \\ y & = & 216 \text{ g} \end{array}$$

2. $Q = i \cdot t$

$$Q = 1\,000 \cdot 0,965 \rightarrow Q = 965 \text{ C}$$

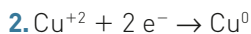


$$\begin{array}{rcl} 96\,500 & \text{---} & 108 \text{ g} \\ 965 \text{ C} & \text{---} & m \\ m & = & 1,08 \text{ g} \end{array}$$

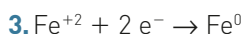
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 391)

1. Teremos:

$$\begin{array}{l} Q = i \cdot t \rightarrow Q = 9,65 \text{ A} \cdot 600 \text{ s} \rightarrow Q = 5\,790 \text{ C} \\ \text{Pela estequiometria da reação, temos que 1 mol de elétrons produz 1 mol de Na, então:} \\ 23 \text{ g} \text{ --- } 1 \text{ mol de e}^- \text{ --- } 96\,500 \text{ C} \\ x \text{ --- } 5\,790 \text{ C} \\ x = 1,38 \text{ g de Na} \end{array}$$



$$\begin{array}{l} \text{Pela estequiometria da reação, temos que 2 mol de elétrons geram 1 mol de Cu metálico, assim:} \\ 2 \text{ mol de e}^- \text{ --- } 63,5 \text{ g de Cu}^0 \\ 1 \text{ mol de e}^- \text{ --- } x \\ x = 31,75 \text{ g de Cu}^0 \end{array}$$

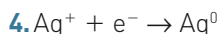


Pela estequiometria da reação, temos que 2 mol de elétrons geram 1 mol de Fe metálico, e da

constante de Faraday vem que 1 mol de elétrons tem carga igual a 96 500 C, então:

$$\begin{array}{rcl} 193\,000 \text{ C} & \text{---} & 56 \text{ g de Fe} \\ x & \text{---} & 11,43 \text{ g de Fe} \\ x & = & 39\,392,7 \text{ C} \end{array}$$

$$Q = i \cdot t \rightarrow 39\,392,7 = 9,65 \cdot t \rightarrow t = 4\,082,14 \text{ s} = 1,13 \text{ hora}$$



Pela estequiometria da reação, temos que 1 mol de elétrons gera 1 mol de Ag metálica, assim:

$$\begin{array}{rcl} 108 \text{ g de Ag} & \text{---} & 1 \text{ mol de e}^- \\ 2,16 \text{ g de Ag} & \text{---} & x \\ x & = & 0,02 \text{ mol de e}^- \text{ passaram pela cuba.} \end{array}$$



Sabendo que 2 mol de elétrons produzem 1 mol de Ni metálico, então temos que:

58,7 g de Ni — 2 mol de e^-
 x — 0,02 mol de e^-
 $x = 0,0587$ g de Ni foram depositados na segunda cuba.



Sabendo que 2 mol de elétrons produzem 1 mol de Cu metálico, então temos que:

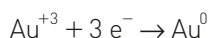
63,5 g Cu — 2 mol e^-
 x — 0,02 mol e^-
 $x = 0,635$ g de Cu foram depositados na terceira cuba.

5. Alternativa d.

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 10 \cdot (482,5 \cdot 60)$$

$$Q = 289\,500 \text{ C}$$

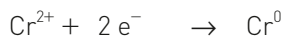


$$3 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ — } 197 \text{ g/mol}$$

$$289\,500 \text{ C} \text{ — } x$$

$$x = 197 \text{ g de Au}$$

6. Alternativa b.



$$2 \text{ F} \text{ — } 52 \text{ g}$$

$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ — } 52 \text{ g}$$

$$Q \text{ — } 0,52 \text{ g}$$

$$Q = 0,02 \cdot 96\,500 \text{ C}$$

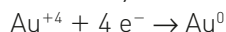
$$Q = i \cdot t$$

$$0,02 \cdot 96\,500 = 15,2 \cdot t$$

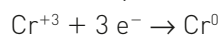
$$t = 126,97368 \text{ s}$$

$$t \cong 2,116 \text{ min} \cong 2 \text{ min}$$

7. I. Semirreação de redução da douração:



Semirreação de redução da cromação:



II. Pela estequiometria da reação, temos que 4 mol de elétrons geram 1 mol de Au metálico, e da constante de Faraday vem que 1 mol de elétrons tem carga igual a 96 500 C, então:

$$386\,000 \text{ C (4 mol } e^-) \text{ — } 197 \text{ g Au}$$

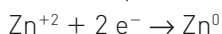
$$x \text{ — } 0,5 \text{ g Au}$$

$$x = 979,7 \text{ C}$$

$Q = i \cdot t \rightarrow 979,7 = 1 \cdot t \rightarrow t = 979,7 \text{ s} = 16,3$ minutos serão necessários para dourar a coroa.

8. Alternativa b.

Teremos que:



Pela estequiometria da reação, temos que 2 mol de elétrons geram 1 mol de Zn metálico, e da constante de Faraday vem que 1 mol de elétrons tem carga igual a 96 500 C, então:

$$193\,000 (2 \text{ mol } e^-) \text{ — } 65,4 \text{ g Zn}$$

$$x \text{ — } 0,327 \text{ g Zn}$$

$$x = 965 \text{ C}$$

$$Q = i \cdot t \rightarrow 965 = 0,2 \cdot t \rightarrow t = 4825 \text{ s}$$

Se cada narração leva 25 s, então 4 825 s correspondem a 193 narrações.

9. Alternativa b.

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 10 \text{ A} \cdot 965 \text{ s} = 9\,650 \text{ C}$$



$$22,4 \text{ L} \text{ — } 2 \cdot 96\,500 \text{ C}$$

$$V_{\text{Cl}_2} \text{ — } 9\,650 \text{ C}$$

$$V_{\text{Cl}_2} = 1,12 \text{ L}$$

10. No cátodo é gerado o produto da redução, que no caso da eletrólise aquosa do NaCl é o gás H_2 , assim teremos que:

$$1 \text{ mol } \text{H}_2 \text{ — } 2 \text{ g}$$

$$x \text{ — } 0,05 \text{ g } \text{H}_2$$

$$x = 0,025 \text{ mol } \text{H}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 1 \cdot V = 0,025 \cdot 0,082 \cdot 273 \rightarrow$$

$$V_{\text{gás hidrogênio}} = 0,56 \text{ L}$$

11.a) Em 52 semanas terão ocorrido 156 lavagens, liberando $1,56 \cdot 10^{19}$ íons de prata, assim:

$$1 \text{ mol Ag} \text{ — } 108 \text{ g} \text{ — } 6 \cdot 10^{23} \text{ íons}$$

$$x \text{ — } 1,56 \cdot 10^{19} \text{ íons}$$

$x = 3 \cdot 10^{-3}$ g de Ag são lançados no ambiente em um ano.

b) $\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}^0$

Pela estequiometria da reação, temos que 1 mol de elétrons gera um mol de Ag, e da constante de Faraday vem que a carga de um mol de elétrons é igual a 96 500 C, então:

$$1 \text{ mol } \text{Ag}^+ \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ íons}$$

$$x \text{ — } 1 \cdot 10^{17} \text{ íons}$$

$$x = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol } \text{Ag}^+$$

Como a proporção entre Ag e elétrons é de 1:1, então teremos $1,6 \cdot 10^{-7}$ mol de elétrons:

$$1 \text{ mol } e^- \text{ — } 96\,500 \text{ C}$$

$$1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol } e^- \text{ — } x$$

$$x = 0,015 \text{ C.}$$

A partir do gráfico, observamos que:

$$\begin{aligned} 2 \cdot 10^{-15} \text{ mol Ag}^+ &\text{ ————— } 1\,000 \text{ s} \\ 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol Ag}^+ &\text{ ————— } y \\ y &= 8 \cdot 10^{10} \text{ s} \end{aligned}$$

$$Q = i \cdot t \rightarrow 0,015 \text{ C} = i \cdot 8 \cdot 10^{10} \rightarrow 1,875 \cdot 10^{-13}$$

A é a corrente em que a máquina está operando.

Desafiando seus conhecimentos (p. 393)

1. Alternativa e.

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 100 \cdot 10^{-3} \text{ A} \cdot 5 \cdot 60 \text{ s} = 30 \text{ C}$$



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ ————— } 64 \text{ g}$$

$$30 \text{ C} \text{ ————— } m_{\text{Cu}}$$

$$m_{\text{Cu}} = 0,0099481 \text{ g} \approx 0,010 \text{ g}$$

2. Alternativa d.

Teremos:

$$Q = i \cdot t = 96,5 \text{ min} \cdot 2 \text{ A} =$$

$$= 96,5 \cdot 60 \text{ s} \cdot 2 \text{ A} = 120 \cdot 96,5 \text{ C.}$$



$$3 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ ————— } 52 \text{ g}$$

$$120 \cdot 96,5 \text{ C} \text{ ————— } m_{\text{Cr}}$$

$$m_{\text{Cr}} = 2,08 \text{ g.}$$

3. Alternativa c.

Na eletrólise ígnea do cloreto de alumínio, temos a seguinte reação de redução:



Pela reação:

$$27 \text{ g de Al} \text{ ————— } 3 \text{ mol de e}^-$$

$$21,6 \text{ g de Al} \text{ ————— } n$$

$$n = 2,4 \text{ mol de elétrons.}$$

Definimos 1 Faraday (1 F) como sendo a carga de 1 mol de elétrons.

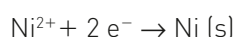
$$1 \text{ mol de elétrons} \text{ ————— } 96\,500 \text{ C}$$

$$2,4 \text{ mol de elétrons} \text{ ————— } Q$$

$$Q = 231\,600 \text{ C.}$$

4. Alternativa d.

Teremos:



$$2 \text{ mol de e}^- \text{ ————— } 58,7 \text{ g}$$

$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ ————— } 58,7 \text{ g}$$

$$Q \text{ ————— } 5,87 \text{ g}$$

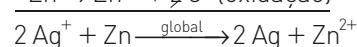
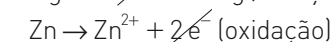
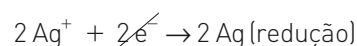
$$Q = 19\,300 \text{ C}$$

$$Q = i \cdot t \rightarrow 19\,300 \text{ C} = i \cdot 1\,000$$

$$i = 19,30 \text{ A.}$$

5. a) $E_{\text{redução}} \text{ Ag} > E_{\text{redução}} \text{ Zn}$

Então,



$$\Delta E = +0,80 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = +1,56 \text{ V}$$

b) Teremos:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 10 \cdot 10^{-3} \text{ A} \cdot 12 \cdot 3\,600 \text{ s}$$

$$Q = 432 \text{ A} \cdot \text{s}$$



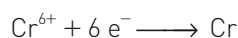
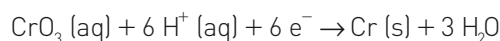
$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ ————— } 65 \text{ g}$$

$$432 \text{ C} \text{ ————— } m$$

$$m = 0,145 \text{ g}$$

6. Alternativa d.

$$Q = i \cdot t = 5 \cdot t$$



$$6 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ ————— } 52 \text{ g}$$

$$5 \cdot t \text{ ————— } 867 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$t = 1\,930,742\,308 \text{ s}$$

$$t = \frac{1\,930,742\,308}{60} = 32,17903846 \text{ min}$$

$$0,17903846 \text{ min} = 10,7423076 \text{ s}$$

$$t \approx 32 \text{ minutos e } 10 \text{ segundos}$$

7. Alternativa c.



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \text{ ————— } 65 \text{ g}$$

$$Q \text{ ————— } 7 \text{ g}$$

$$Q = 20\,784,615 \text{ C}$$

$$i = 0,7 \text{ A}$$

$$Q = i \cdot t$$

$$20\,784,615 = 0,7 \cdot t$$

$$t = 29\,692,307 \text{ s}$$

$$t = 8,247863 \text{ h} = 8 \text{ h e } 14,87 \text{ min}$$

$$t \approx 8 \text{ h e } 15 \text{ min}$$

8. Alternativa d.

$$Q = i \cdot t; \text{Ni} = 58,69.$$

$$Q = [5 \cdot t] \text{ C}$$



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 58,69 \text{ g}$$

$$[5 \cdot t] \text{ C} \longrightarrow 0,85 \text{ g}$$

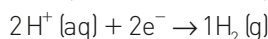
$$t = 559,039 \text{ s}$$

$$t_{\text{min}} = \frac{559,039}{60} = 9,3173 \text{ min} \cong 9,3 \text{ min}$$

9. Alternativa d.

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 0,200 \text{ A} \cdot 965 \text{ s} = 0,200 \cdot 965 \text{ C}$$



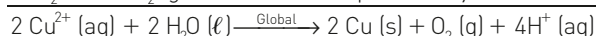
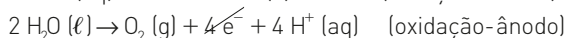
$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 25\,000 \text{ mL}$$

$$0,200 \cdot 965 \text{ C} \longrightarrow V_{\text{H}_2}$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{0,200 \cdot 965 \text{ C} \cdot 25\,000 \text{ mL}}{2 \cdot 96\,500 \text{ C}} = 25,0 \text{ mL}$$

$$V_{\text{H}_2} = 25,0 \text{ mL}$$

10. Alternativa b.

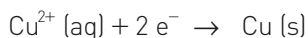


$$2 \cdot 63,5 \text{ g} \longrightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$6,35 \text{ g} \longrightarrow V_{\text{O}_2}$$

$$V_{\text{O}_2} = 1,12 \text{ L}$$

11. Alternativa a.



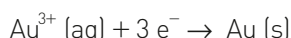
$$2 \text{ mol} \longrightarrow 63,5 \text{ g}$$

$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 63,5 \text{ g}$$

$$Q \longrightarrow 0,0686 \text{ g}$$

$$Q = 208,5 \text{ C}$$

Como as células estão ligadas em série, vem:



$$3 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 197 \text{ g}$$

$$208,5 \text{ C} \longrightarrow m_{\text{Au}}$$

$$m_{\text{Au}} = 0,14188 \text{ g} \cong 0,140 \text{ g}$$

12. Alternativa a.

Primeira cuba: sulfato de cobre (CuSO_4).

Segunda cuba: cloreto de alumínio (AlCl_3).

Terceira cuba: clorato de prata (AgClO_3).

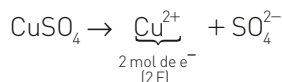
Cubas ligadas em série apresentam a mesma carga.

$$i = 6 \text{ A}$$

$$t = 0,672 \text{ h} = 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ s}$$

$$Q = i \cdot t \Rightarrow Q = 6 \cdot 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ C}$$

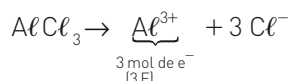
$$1\text{F} = 96\,500 \text{ C}$$



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 63,5 \text{ g}$$

$$6 \cdot 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ C} \longrightarrow m_{\text{Cu}}$$

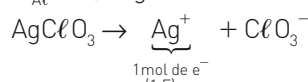
$$m_{\text{Cu}} \cong 4,77 \text{ g}$$



$$3 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 27 \text{ g}$$

$$6 \cdot 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ C} \longrightarrow m_{\text{Al}}$$

$$m_{\text{Al}} \cong 1,35 \text{ g}$$



$$1 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 108 \text{ g}$$

$$6 \cdot 0,672 \cdot 60 \cdot 60 \text{ C} \longrightarrow m_{\text{Ag}}$$

$$m_{\text{Ag}} \cong 16,25 \text{ g}$$

$$m_{\text{total}} \cong 4,77 \text{ g} + 1,35 \text{ g} + 16,25 \text{ g} \cong 22,37 \text{ g}$$

13. Alternativa b.

$$\text{Tempo} = 2 \text{ h } 40 \text{ min } 50 \text{ s} = 9\,650 \text{ segundos}$$



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 63,5 \text{ g}$$

$$9\,650 \cdot 10 \longrightarrow x$$

$$x = 31,75 \text{ g}$$

Em 100 ℓ de efluente:

$$350 \text{ mg} \longrightarrow 1 \ell$$

$$x \longrightarrow 100 \ell$$

$$x = 35 \text{ g}$$

Após a eletrodeposição, tem-se:

$$35 \text{ g} - 31,75 \text{ g} = 3,25 \text{ g/100 } \ell \text{ de } \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{ou } 32,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

14. Alternativa d.

Numa eletrólise em série, a carga é igual nas duas cubas eletrolíticas, então:



$$2 \cdot 96\,500 \text{ C} \longrightarrow 58 \text{ g}$$

$$Q \longrightarrow 14,5 \text{ g}$$

$$Q = 48\,250 \text{ C}$$



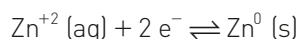
$$96\,500 \cdot \text{C} \longrightarrow 207 \text{ g}$$

$$48\,250 \text{ C} \longrightarrow 28,875 \text{ g}$$

$$x = 4$$

$$\text{Carga} = +4$$

15. A semirreação que ocorre no cátodo é a redução do zinco, dada por:



Cálculo da constante de Avogadro:

A massa de zinco depositada no cátodo, de acordo com a tabela, foi:

Massa depositada:

$$m_f - m_i = 2,5550 \text{ g} - 2,5000 \text{ g} = 0,055 \text{ g de Zn.}$$

Quantidade de carga do processo:

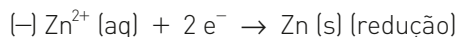
$$\begin{aligned} 1\text{e}^{-} &\text{---} 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \\ 1 \text{ mol de e}^{-} &\text{---} x \\ x &= 1 \text{ mol de e}^{-} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{aligned}$$

Assim:

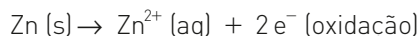


$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de e}^{-} \cdot 2 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}) &\text{---} 65,4 \text{ g} \\ 168 \text{ C} &\text{---} 0,055 \text{ g} \\ 1 \text{ mol de e}^{-} &= 6,243 \cdot 10^{23} \end{aligned}$$

- 16.a) De acordo com a figura fornecida, verifica-se que o zinco se torna um eletrodo positivo ou negativo, de acordo com os terminais da bateria. Na placa de zinco acoplada ao polo negativo da bateria, teremos aumento de massa:



Na placa de zinco acoplada ao polo positivo da bateria, teremos diminuição de massa:



- b) A partir da reação de oxidação, vem:

$$\begin{aligned} \text{Zn}(\text{s}) &\rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \text{ (oxidação)} \\ 65,4 \text{ g} &\text{---} 2 \text{ mol e}^{-} \\ 0,0327 &\text{---} n \text{ mol e}^{-} \\ n &= 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol e}^{-} \end{aligned}$$

Observação: o número de mols envolvidos na reação de redução é igual ao de oxidação.

- c) $Q = i \cdot t$

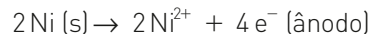
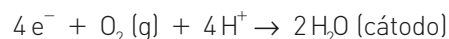
$$\begin{aligned} Q &= 0,050 \cdot 1920 = 96 \text{ coulomb} \\ 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol e}^{-} &\text{---} 96 \text{ coulomb} \\ 1,0 \cdot 10^{-3} \cdot 6,0 \cdot 10^{23} \text{ e}^{-} &\text{---} 96 \text{ coulomb} \\ 1 \text{ e}^{-} &\text{---} Q' \\ Q' &= 16 \cdot 10^{-20} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb} \end{aligned}$$

A carga de um elétron corresponde a $1,6 \cdot 10^{-19}$ coulomb.

17. Sabe-se que:

$$1,23 \text{ V} > -0,26 \text{ V}$$

Então:



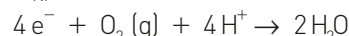
$$1 \text{ h} = 3600 \text{ s}; 1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$$

$$Q = i \cdot t = 4,0 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = (4,0 \cdot 3600) \text{ C}$$



$$\begin{aligned} 58,7 \text{ g} &\text{---} 2 \cdot 96500 \text{ C} \\ m_{\text{Ni}} &\text{---} (4,0 \cdot 3600) \text{ C} \end{aligned}$$

$$m_{\text{Ni}} = 4,3796 = 4,38 \text{ g}$$



$$\begin{aligned} 4 \text{ mol e}^{-} &\text{---} 1 \text{ mol O}_2 \\ 4 \cdot 96500 \text{ C} &\text{---} 32 \text{ g} \\ (4,0 \cdot 3600) \text{ C} &\text{---} m_{\text{O}_2} \end{aligned}$$

$$m_{\text{O}_2} = 1,19378 = 1,19 \text{ g}$$

18. Alternativa c.

A carga será a mesma nos eletrodos, então:



$$\begin{aligned} 1 \text{ mol e}^{-} &\text{---} 108 \text{ g} \\ 96500 \text{ C} &\text{---} 108 \text{ g} \\ Q &\text{---} 54 \text{ g} \end{aligned}$$

$$Q = 48250 \text{ C}$$



$$\begin{aligned} 2 \text{ mol e}^{-} &\text{---} 59 \text{ g} \\ 2 \cdot 96500 \text{ C} &\text{---} 59 \text{ g} \\ 48250 \text{ C} &\text{---} m_{\text{Ni}} \end{aligned}$$

$$m_{\text{Ni}} = 14,75 \text{ g}$$

19. A partir dos dados fornecidos pela questão, temos válido que a carga (Q) acumulada pode ser calculada através da seguinte expressão:

$$Q = C \cdot U$$

Q: carga

C: capacidade de carga

U: tensão (ddp)

Logo, a partir dos dados fornecidos, e considerando 1 g do material, temos válido que:

$$Q = C \cdot U = 100 \text{ F} \cdot 2,5 \text{ V} = 250 \text{ C}$$

A partir da carga calculada, a massa de Li^{+} pode ser calculada através da seguinte reação:



Proporção: 1 mol 1 mol 1 mol

Adequação: 1 mol --- 96500 C

Então: x --- 250 C

$$x = 2,59 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Logo, o material pode absorver uma quantidade de carga correspondente à quantidade de $2,59 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Li}^{+}$.

20.a) Cálculo da carga total da bateria:

$$Q = i \cdot \Delta t$$

$$Q = 1,5 \cdot 3600 = 5400 \text{ C}$$

$$1 \text{ elétron} \text{ --- } 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$n \text{ --- } 5,4 \cdot 10^3 \text{ C}$$

$$n = 3,375 \cdot 10^{22} \text{ elétrons}$$

$$1 \text{ mol de elétrons} \text{ --- } 6 \cdot 10^{23} \text{ elétrons}$$

$$x \text{ --- } 3,375 \cdot 10^{22} \text{ elétrons}$$

$$x = 0,05625 \text{ mol de elétrons}$$

b) De acordo com o gráfico, somando-se todos os consumos dos dispositivos do celular, teremos 600 mW/h (vamos considerar que a potência da bateria seja constante). Sabe-se que a carga acumulada durante um ciclo de carga na bateria é de 5400 C. A tensão ou potencial da bateria é de 3,7 V.

Portanto,

$$P = U \cdot i \Rightarrow P = U \cdot \frac{Q}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = U \cdot \frac{Q}{P}$$

Supondo que a potência seja constante e igual a 600 mW, teremos:

$$\Delta t = 3,7 \cdot \frac{5400}{0,6} = 33300 \text{ s}$$

$$1 \text{ h} \text{ --- } 3600 \text{ s}$$

$$x \text{ --- } 33300 \text{ s}$$

$$x = 9,25 \text{ h ou 9 horas e 15 minutos}$$

O gráfico apresenta o eixo y na unidade mW/h, referindo-se à energia consumida pela bateria. Entretanto, a unidade expressa corretamente é mWh.

Complemento (p. 402)

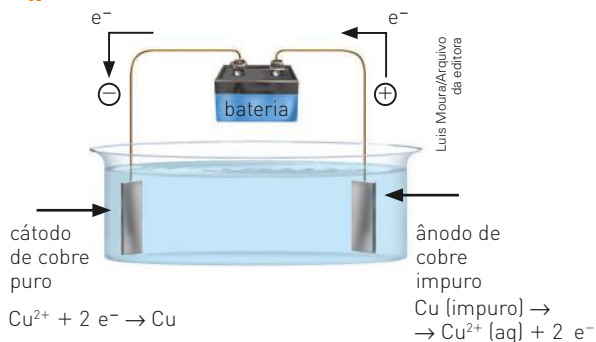
1. Alternativa c.

2. cátodo: polo $\ominus$ $\{ \text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} \}$

ânodo: polo $\oplus$ $\{ \text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^- \}$

3. Alternativa c.

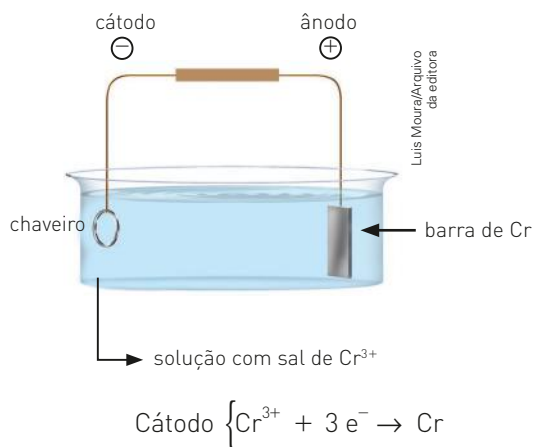
4.



Desejamos purificar o cobre, portanto a barra de cobre impuro no ânodo oxida ($\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{e}^-$), deixando a impureza solúvel ou na "lama anódica". No cátodo, obtemos o cobre puro através da reação $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} (\text{s})$, purificando, dessa forma, o cobre.

5. Alternativa a.

6. Alternativa d.



7. Alternativa e.

I. Incorreta. A eletrodeposição é um processo eletrolítico e toda eletrólise é reação não espontânea.

II. Incorreta. No par Zn-Fe, o Zn atua como eletrodo de sacrifício porque protege o Fe contra a oxidação, ou seja, o Zn se oxida, portanto libera elétrons e atua como polo negativo ou ânodo da pilha formada.

III. Correta. Quanto maior a carga, maior é o número de elétrons e maior será o número de átomos de Zn^0 depositados.



8. Alternativa d.

A peça de ferro a ser galvanizada deve estar mergulhada numa solução de sal de zinco (Zn^{2+}) e ligada ao polo negativo do gerador ou ânodo do gerador. A peça de ferro funciona como cátodo de eletrólise porque atrai os cátions do eletrólito (Zn^{2+}), onde ocorre a descarga dos cátions (Zn^{2+}).

I. Correta. Reação no cátodo $\ominus$:



O Zn^0 deposita-se na peça de ferro, formando o revestimento.

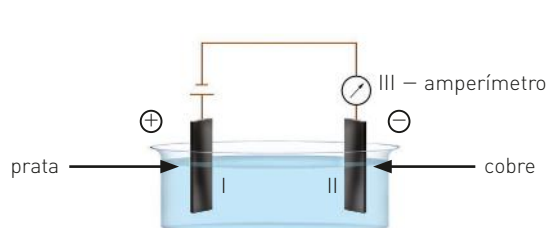
II. Correta. O "banho" é a solução contendo Zn^{2+} .

III. Incorreta. A peça de ferro é o cátodo da eletrólise.

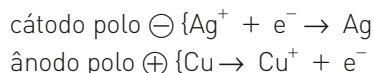
polo $\ominus$ é $\begin{cases} \rightarrow \text{ânodo no gerador (pilha)} \\ \rightarrow \text{cátodo na eletrólise (cuba eletrolítica)} \end{cases}$

polo $\oplus$ é $\begin{cases} \rightarrow \text{cátodo no gerador (pilha)} \\ \rightarrow \text{ânodo na eletrólise (cuba eletrolítica)} \end{cases}$

9. Alternativa e.



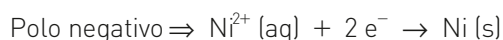
Luis Moura/Arquivo da editora



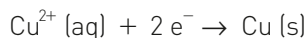
10. Alternativa d.

A niquelação do latão consiste em recobrir o latão com o metal níquel. Para isso, é necessária a presença do cátion Ni^{2+} em solução. Portanto, a alteração II (substituir a solução aquosa de NaCl por solução aquosa de NiSO_4) está correta.

O metal a ser recoberto (neste caso, latão) deve estar na posição de cátodo, polo negativo de eletrólise, para que ocorra a deposição do cátion Ni^{2+} . Assim, a alteração I está correta, pois torna o latão polo negativo e também facilita a oxidação da placa de níquel no polo positivo.

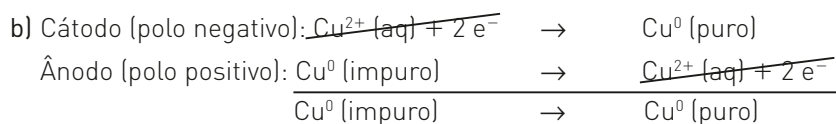


11. a) Eletrodo A, no qual ocorre a redução (cátodo):

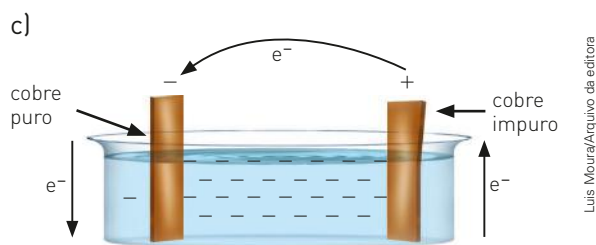


b) Não ocorre variação na concentração de $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)}$, portanto a cor não se altera.

12. a) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu} + \text{SO}_2$



No processo de refinação eletrolítica, o cobre, inicialmente impuro, passa para a solução e o Cu^{2+} da solução se deposita no polo negativo na forma de Cu puro. Há uma transferência líquida de massa do polo positivo para o negativo.



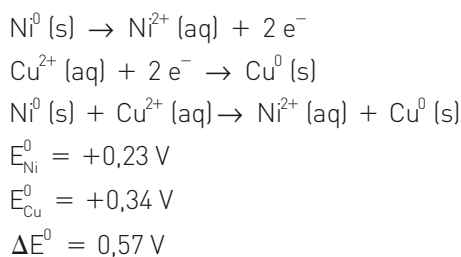
Os íons Cu^{2+} movem-se para o polo $\ominus$, e os íons SO_4^{2-} movem-se para o polo $\oplus$.

13. Alternativa b.



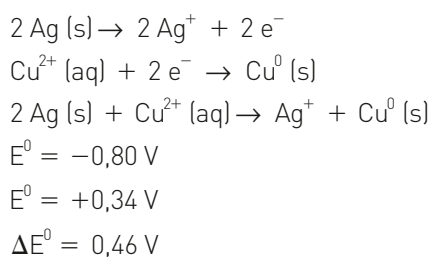
Na superfície da chave ocorre a deposição de níquel.

14. a) Sim.

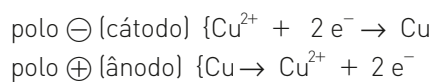
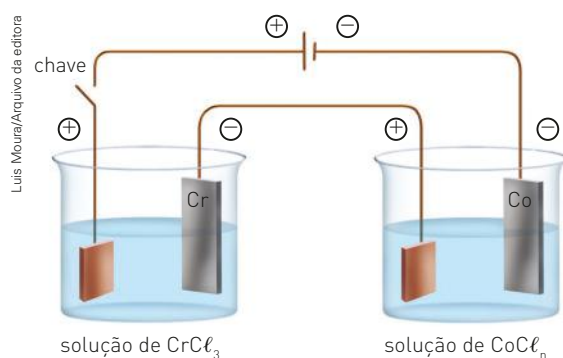


Como $\Delta E > 0$, o processo é espontâneo.

b) Não.



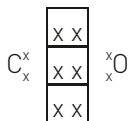
c) Na montagem II:



15. Analisando as afirmações, temos:

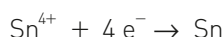
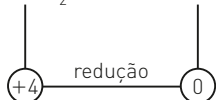
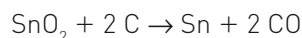
- a) Incorreto. Não ocorre a oxidação do Fe.
- b) Incorreto.
- c) Correto. O aço é a mistura formada basicamente por Fe e C.

d) Correto.

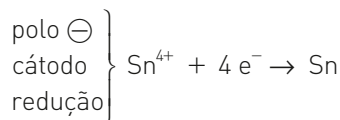
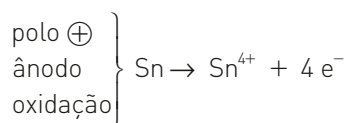


16. Analisando as informações:

a) Incorreto.



b) Correto.



c) Correto.

d) Incorreto.

17. Analisando as afirmações, temos:

[01] Falso. Todo processo de oxidação envolve perda e ganho de elétrons e, consequentemente, energia elétrica.

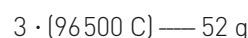
[02] Falso. Como ocorrerá deposição, o cátion migra para o cátodo, onde ocorre redução.

[04] Falso. A concentração é praticamente constante.

[08] Verdadeiro. Na equação, o H_2CrO_4 está na presença de H^+ .

[16] Verdadeiro. Qualquer voltagem superior a 0,866 V é suficiente.

[32] Falso.



$$x = 5567 \text{ C}$$

$$Q = i \cdot t$$

$$\frac{5567 \text{ C}}{10 \text{ A}} = t = 556,7 \text{ segundos}$$

$$1 \text{ min} \rightarrow 60 \text{ segundos}$$

$$x \rightarrow 556,7 \text{ segundos}$$

$$x = 9 \text{ segundos}$$

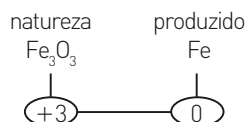
Capítulo 22 Oxirredução na obtenção de substâncias simples

Objetivos do capítulo

- Identificar quais metais são encontrados livres na natureza;
- entender os processos de obtenção na natureza de alguns metais;
- associar a metalurgia à produção de alguns metais;
- ser capaz de compreender e definir a ustulação;
- conhecer a forma de obtenção de metais e ametais por reações de oxirredução e processos eletrolíticos.

Sugestões de abordagem

A ideia básica é mostrar que a maioria dos metais não é encontrada na natureza como substância simples. O metal usado em maior quantidade é o ferro, mas na natureza ele é encontrado na forma de minérios, como hematita, magnetita etc.

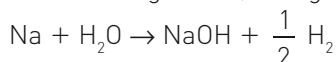


A partir disso, mostrar os minérios mais importantes e os metais que se pode obter deles, dando especial destaque ao ferro.

Recordar algumas ligas, como latão e bronze, é muito conveniente.

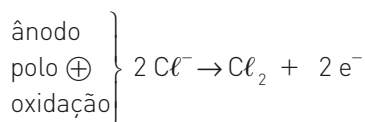
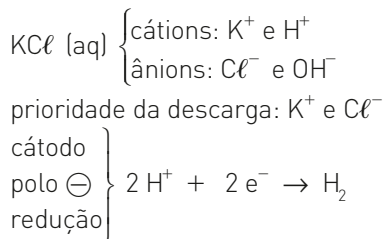
10. Alternativa d.

[I] O sódio é um metal mole que pode ser cortado facilmente, de aspecto cinza-claro, com densidade igual a 0,9674 g/cm³.



[II] O carbono é o elemento que forma longas cadeias estáveis, presentes em vários compostos necessários para a manutenção da vida na Terra.

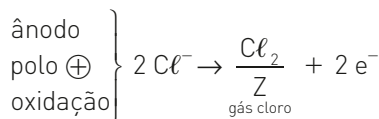
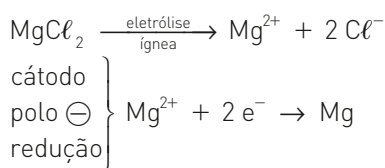
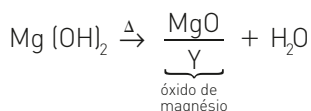
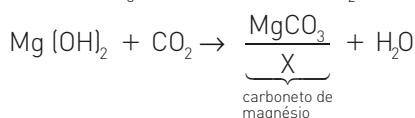
11. Alternativa a.



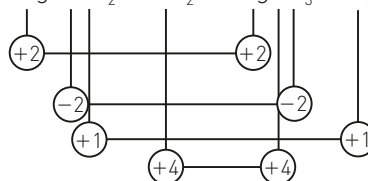
Solução final: KOH (aq)

12.

a) X = MgCO₃; Y = MgO; Z = Cl₂



b) $\text{Mg (OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



Não é uma oxirredução, pois não houve variação do Nox em nenhum elemento.

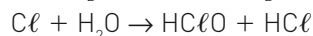
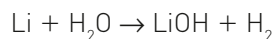
13. Alternativa e.

O gás verde, oxidante e mais denso que o ar é o gás cloro.

14. Alternativa e.

Cl₂: gás; Hg: líquido; I₂: sólido; Mg: sólido; Ar: gás; S: sólido.

15. Alternativa b.



16. a) Verdadeiro.

b) Falso.

c) Falso.

d) Verdadeiro.

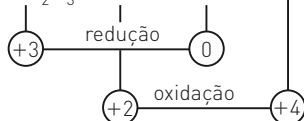
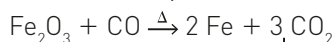
e) Falso.

Desafiando seus conhecimentos (p. 418)

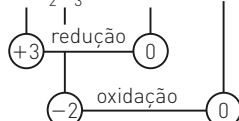
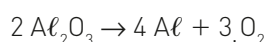
1. Alternativa b.

2. Alternativa e.

Tanto a obtenção do Fe:

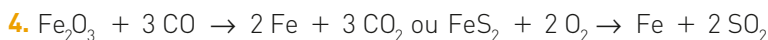


como a do Al:



envolvem reações de oxirredução que requerem utilização de energia: no caso do Fe, energia térmica, e no caso do Al, energia elétrica, para ocorrer a eletrólise da bauxita.

3. Alternativa c.



hematita

pirita

5. Alternativas corretas: 01, 04 e 08;

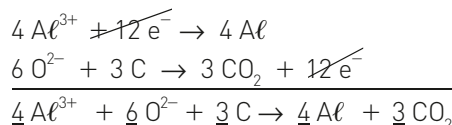
[01] Correta.

[02] Falsa. O eletrodo de carvão é o ânodo (polo $\oplus$).

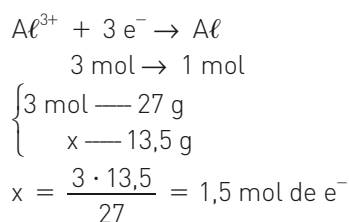
[04] Correta. O eletrodo de aço é o cátodo (polo $\ominus$), onde ocorre a redução $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$

[08] Correta.

[16] Correta.

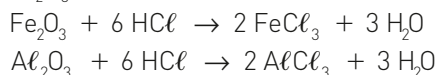


[32] Falsa.



6.a) $Al_2O_3 + 2 NaOH + 3 H_2O \rightarrow 2 NaAl(OH)_4$

b) No tratamento com HCl (aq) concentrado, seriam solubilizados Fe_2O_3 , que é óxido básico, e Al_2O_3 , que é óxido anfótero:



c) Utilizando-se várias cubas eletrolíticas ligadas em série, a corrente que atravessa cada cuba será a mesma. Para uma massa total de alumínio produzida (em todas as cubas juntas) igual a m (Al), temos:

$$\begin{array}{l} n \text{ cubas} \text{ — } \text{corrente} \text{ — } m \text{ (Al)} \\ 1 \text{ cuba} \text{ — } n \cdot I \text{ — } m \text{ (Al)} \end{array}$$

Em uma única cuba devemos utilizar uma corrente de $n \cdot I$ para produzir a mesma quantidade de alumínio.

7.a) Produção de 27 g de Al: 297 kJ.

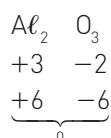
Reciclagem de 27 g de Al: 26,1 kJ.

Diferença: $297 - 26,1 = 270,9$ kJ: economia a cada 27 g de Al reciclado:

$$\begin{array}{l} 27 \text{ g de Al} \text{ — } 270,9 \text{ kJ} \\ 135 \cdot 10^3 \text{ g de Al} \text{ — } x = 1354500 \text{ kJ} \end{array}$$

b) Não, como o H^+ tem maior potencial de redução, ele se reduz mais facilmente.

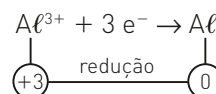
c) $Nox = +3$



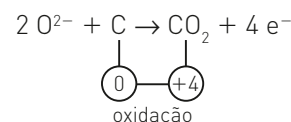
8. Analisando os itens, temos:

0-0) Falso. Pela ilustração, pode-se notar que o Al possui densidade maior, pois se localiza no fundo do recipiente.

1-1) Falso. O alumínio se reduz:

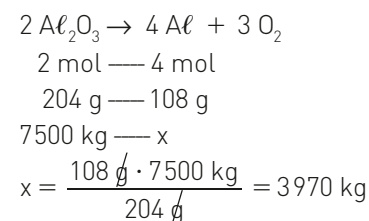


2-2) Verdadeiro. O eletrodo de grafite é o polo positivo, ou seja, o ânodo. A reação que ocorre é:



3-3) Falso. A criolita, Na_3AlF_6 , é um composto iônico, no qual encontramos o cátion sódio Na^+ .

4-4) Falso:

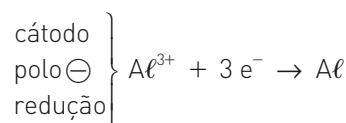


9. Alternativa e.

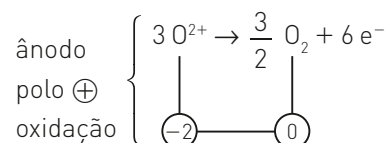
I. Falsa. O Al_2O_3 está dissociado na forma de Al^{3+} e O^{2-} .

II. Verdadeira. O Al_2O_3 (soluto), conforme o texto, está dissolvido.

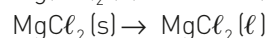
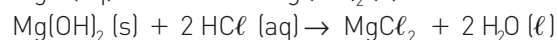
III. Verdadeira:



IV. Verdadeira:

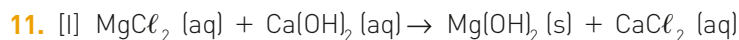


10.a) $Mg^{2+} (aq) + 2 OH^- \rightarrow Mg(OH)_2 (s)$

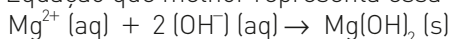


b) $\left. \begin{array}{l} \text{cátodo } \ominus \\ \text{redução} \end{array} \right\} Mg^{2+} (l) + 2e^- \rightarrow Mg (s) \text{ (magnésio metálico)}$

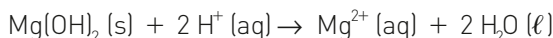
$\left. \begin{array}{l} \text{ânodo } \oplus \\ \text{oxidação} \end{array} \right\} 2 Cl (l) \rightarrow Cl_2 + 2e^- \text{ (gás cloro)}$



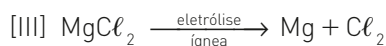
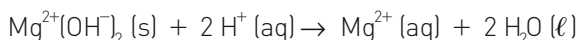
Equação que melhor representa essa reação:



Equação que melhor representa essa reação:

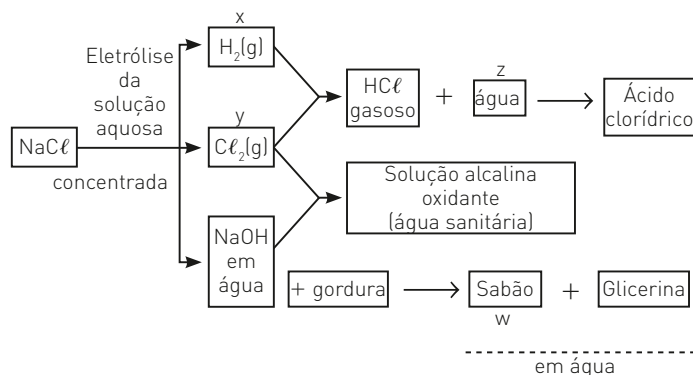


ou



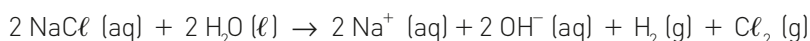
Resposta: (I) b, (II) d, (III) e.

12. Alternativa c.



Principais reações envolvidas:

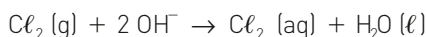
[I] Eletrólise da solução aquosa de NaCl:



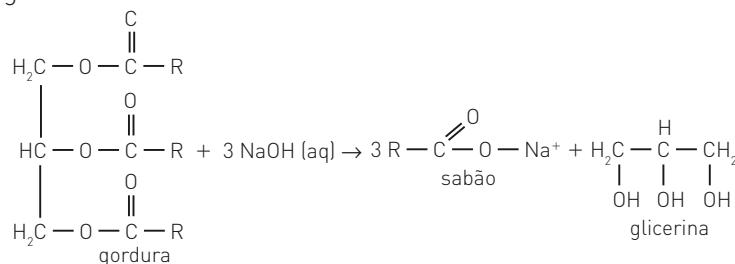
ou, na forma iônica:



[II] Formação da “água sanitária”:



[III] Saponificação da gordura:



13. a) Sim, porque o líquido vendido é solução aquosa de hipoclorito (ClO^-), e não Cl_2 líquido.

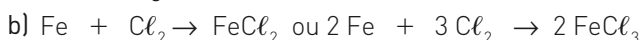
b) Reação no cátodo $\ominus$: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 (\text{OH}^-)$

Reação no ânodo $\oplus$: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

14. a)

I. Ferro em raspas reage com os conteúdos de A e B. Portanto, A e B contêm O_2 e Cl_2 , não necessariamente nessa ordem, pois esses dois gases reagem com ferro. Daí se conclui que o conteúdo de C é o nitrogênio.

II. Os conteúdos de A e C são inodoros, e B provocou irritação na mucosa nasal. Logo, o conteúdo de B é o cloro, gás de cheiro forte e irritante. Relendo I, conclui-se que A contém O_2 .



15. Alternativa e.

À temperatura ambiente ($18^\circ C$):

Cl_2 (g) $\begin{cases} \text{gás} \\ \text{verde} \end{cases}$

Br_2 (l) – líquido marrom

I_2 (s) – sólido com brilho metálico

Cl, Br, I são halogênios ($ns^2 np^5$)

16. I_2 (s): sólido com brilho metálico que sofre sublimação, seus vapores são tóxicos de cor violeta, sendo solúvel em álcool e pouco solúvel em água.

Corretos: 01, 02, 04, 08 e 16. Soma = 31.

Conexão

Indústria (p. 422)

Os riscos envolvidos na metalurgia

1. O tema central do texto são os riscos à saúde do trabalhador do setor de metalurgia.
2. Discussão a ser realizada pelos alunos em classe.

Unidade 6 – Cinética química

O estudo da Cinética química em geral desperta grande interesse nos alunos, uma vez que eles passam a conhecer e entender métodos para acelerar a taxa das reações químicas que muitas vezes ocorrem ao seu redor.

Nesta unidade, priorize alguns exemplos domésticos, como: por que o uso de água quente lava mais facilmente louças e roupas quando comparado ao uso de água fria nessas mesmas situações? Por que ao aumentarmos a quantidade de fermento em um bolo ele crescerá mais rapidamente?

Em geral, a unidade não apresenta grandes dificuldades matemáticas, somente estando estas relacionadas à dedução da ordem de um participante da reação.

Objetivos da unidade

- Conceituar rapidez ou velocidade de uma reação;
- descrever as condições para a ocorrência de reações;

- conhecer os fatores que influenciam na rapidez das reações;
- identificar a ordem das reações.

Ideias iniciais

A sugestão é que o professor trabalhe com o texto de abertura do capítulo e com as perguntas apresentadas:

Você sabe como os conhecimentos de Química podem ajudar a acelerar ou retardar o processo de decomposição das frutas? Esse conhecimento pode ser aplicado a qualquer tipo de reação química?

Pode-se perguntar aos alunos como as frutas e outros alimentos geralmente são guardados para durarem mais tempo.

A ideia inicial dessa discussão preliminar, assim como nas outras unidades, é identificar as concepções que os alunos já apresentam sobre o assunto, sejam equivocadas ou não, com a finalidade de desenvolver os capítulos da unidade de modo mais eficaz e facilitando uma aprendizagem significativa.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para amparar você durante as pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do YouTube). Endereços eletrônicos acessados em 11 jun. 2018.

- Estudo da atividade proteolítica de enzimas presentes em frutos (apresenta um experimento simples que aborda conceitos funda-

mentais de Química, Biologia e Bioquímica, cujo objetivo é identificar a presença de enzimas proteolíticas em diversos frutos) — *Química Nova na Escola*, n. 28, p. 47: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc28/11-EEQ-6906.pdf>>.

- YouTube — Vídeo mostra aula com alguns experimentos que abordam os fatores que influenciam na rapidez de uma reação: <www.youtube.com/watch?v=UyTEfa5-IFs>.
- Pesquisa sobre incêndios florestais e queimadas — <www.inpe.br>; <www.icnf.pt/portal/florestas/dfci/incendios-florestais/estatisticas/estatistica-sgif>; <www.furb.br/monitoramento/florestal/incendios.html>; <www.floresta.ufpr.br/~lpf/prevencao.html>.

Capítulo 23

Estudo da velocidade (rapidez) das reações

Objetivos do capítulo

- Quantificar a velocidade média de uma reação;
- interpretar e analisar gráficos de velocidade média de reação;
- comparar a velocidade média de 2 ou mais reações, identificando qual reação ocorre mais rapidamente.

Sugestões de abordagem

Queimar uma palha de aço e um pedaço de papel ao mesmo tempo e comparar a velocidade das duas reações. Essa comparação permite-nos concluir que, apesar de ambas serem reações de combustão, ocorrem com velocidades diferentes.

A partir desses experimentos, levar o aluno a concluir que:

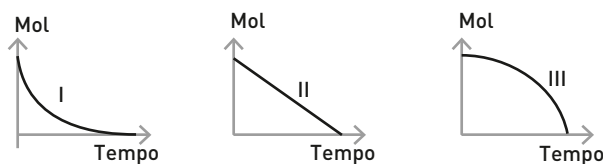
- uma reação termina quando pelo menos um dos reagentes acaba;
- com o decorrer da reação, os reagentes são consumidos enquanto os produtos se formam.

Os gráficos que relacionam a quantidade dos participantes em função do tempo podem ser apresentados neste momento.

Algo a mais

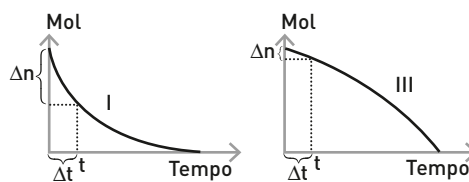
O formato das curvas nos gráficos que relacionam o número de mol consumido e formado com o tempo

A curva que representa um reagente em uma reação é sempre descendente, pois sua quantidade diminui com o passar do tempo. Levando-se em conta apenas esse dado, poderíamos ter três tipos de curvas:



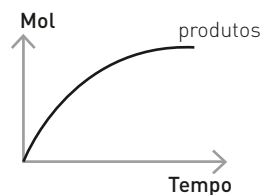
No entanto, com o decorrer da reação, diminui não só o número de mol do reagente, como também a rapidez da variação desse número. Assim, o gráfico II deve ser excluído, pois apresenta uma variação de número de mol constante.

Além disso, a velocidade de consumo do reagente é maior no início da reação; portanto, em um mesmo intervalo de tempo (Δt), a variação do número de mol é maior no início da reação.



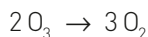
Observando os gráficos I e III, notamos que a variação do número de mol (Δn) em I é maior, para um mesmo intervalo de tempo (Δt). Logo, a curva que representa o reagente é descendente e sua concavidade está voltada para cima, como representado no gráfico I.

Usando o mesmo raciocínio, podemos concluir que a curva que representa a formação dos produtos é ascendente e sua concavidade está voltada para baixo, como no gráfico ao lado.



Fundamentando seus conhecimentos (p. 430)

1. De acordo com a reação:



O ozônio é o reagente, e, como sua quantidade irá diminuir com o tempo, sua curva será decrescente (azul); o gás oxigênio é o produto, sua quantidade irá aumentar com o tempo e sua curva será crescente (vermelha).

2. A reação só termina quando a quantidade dos reagentes é zero. Porém, não é possível determinar se a reação terminou após 5 horas, pois o gráfico só apresenta a evolução da reação até 2 horas.

3. De acordo com o gráfico:

Tempo (h)	0	1	2
Nº de mol de O_3	x = 10	y = 6	z = 4

4. I. $V_{\text{mO}_3} = \frac{-\Delta \text{quantidade } \text{O}_3}{\Delta t} =$

$$= \frac{-(6 - 10) \text{ mol}}{(1 - 0) \text{ hora}} = 4 \text{ mol/h}$$

II. $V_{\text{mO}_3} = \frac{-\Delta \text{quantidade } \text{O}_3}{\Delta t} =$

$$= \frac{-(4 - 6) \text{ mol}}{(2 - 1) \text{ hora}} = 2 \text{ mol/h}$$

III. $V_{\text{mO}_3} = \frac{-\Delta \text{quantidade } \text{O}_3}{\Delta t} =$

$$= \frac{-(4 - 10) \text{ mol}}{(2 - 0) \text{ hora}} = 3 \text{ mol/h}$$

5. De acordo com o gráfico:

Tempo (h)	0	1	2
Nº de mol de O_2	a = 0	b = 6	c = 9

6. I. $V_{\text{mO}_2} = \frac{\Delta \text{quantidade } \text{O}_2}{\Delta t} =$

$$= \frac{(6 - 0) \text{ mol}}{(1 - 0) \text{ hora}} = 6 \text{ mol/h}$$

II. $V_{\text{mO}_2} = \frac{\Delta \text{quantidade } \text{O}_2}{\Delta t} =$

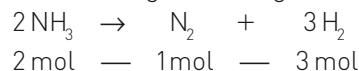
$$= \frac{(9 - 6) \text{ mol}}{(2 - 1) \text{ hora}} = 3 \text{ mol/h}$$

III. $V_{\text{mO}_2} = \frac{\Delta \text{quantidade } \text{O}_2}{\Delta t} =$

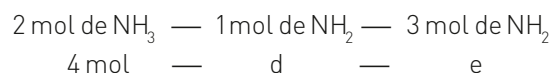
$$= \frac{(9 - 0) \text{ mol}}{(2 - 0) \text{ hora}} = 4,5 \text{ mol/h}$$

7. $V_{\text{m reação}} = \frac{V_{\text{mO}_3}}{2} = \frac{3 \text{ mol/h}}{2} = 1,5 \text{ mol/h}$

$$V_{\text{m reação}} = \frac{V_{\text{mO}_2}}{3} = \frac{4,5 \text{ mol/h}}{3} = 1,5 \text{ mol/h}$$



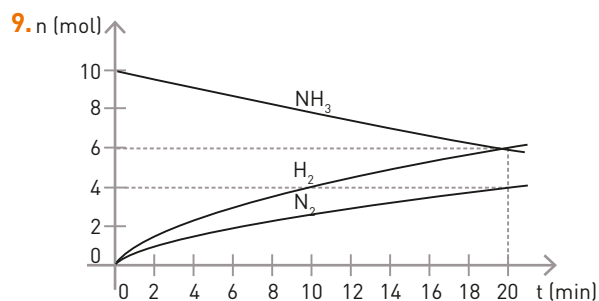
8. Dos 10 mol de NH_3 iniciais, restam 6 mol após 20 minutos, indicando que a quantidade consumida (c) foi de 4 mol.



$$d = \frac{4 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 2 \text{ mol de } \text{N}_2$$

$$e = \frac{4 \text{ mol} \cdot 3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 6 \text{ mol de } \text{H}_2$$

Geralmente, não se adicionam produtos em uma reação; assim, a e b (as quantidades iniciais dos produtos) valem zero. As quantidades f e g correspondem às quantidades de N_2 e H_2 formadas a partir dos 4 mol de NH_3 decompostos. Então a e b valem 2 mol: a = 0, b = 0, c = 4, d = 2, e = 6, f = 4, g = 6.



10. $V_{\text{mNH}_3} = \frac{-\Delta \text{quantidade } \text{NH}_3}{\Delta t} =$

$$= \frac{-(6 - 10) \text{ mol}}{(20 - 0) \text{ min}} = 0,2 \text{ mol/min}$$

$$V_{\text{mN}_2} = \frac{-\Delta \text{quantidade } \text{N}_2}{\Delta t} =$$

$$= \frac{(2 - 0) \text{ mol}}{(20 - 0) \text{ min}} = 0,1 \text{ mol/min}$$

$$V_{\text{mH}_2} = \frac{\Delta \text{quantidade } \text{H}_2}{\Delta t} =$$

$$= \frac{(6 - 0) \text{ mol}}{(20 - 0) \text{ min}} = 0,3 \text{ mol/min}$$

$$11. V_{\text{m reação}} = \frac{V_{\text{m NH}_3}}{2} = \frac{V_{\text{m N}_2}}{1} = \frac{V_{\text{m H}_2}}{3}$$

$$V_{\text{m reação}} = \frac{0,2 \text{ mol/min}}{2} = \frac{0,1 \text{ mol/min}}{1} = \frac{0,3 \text{ mol/min}}{3}$$

$$V_{\text{m reação}} = 0,1 \text{ mol/min}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 431)

1. III; pelo gráfico fornecido, há apenas um reagente (uma curva decrescente) e dois produtos (duas curvas crescentes). Portanto, a única equação coerente é $2 \text{ N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4 \text{ NO}_2 + \text{O}_2$.

2. Alternativa a.

Com o progresso da reação há uma diminuição da concentração dos reagentes e consequente diminuição na velocidade.

3. a) $V_{\text{CH}_4} = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ min}} = 0,2 \text{ mol/min}$

b) $V_{\text{O}_2} = \frac{4 \text{ mol}}{10 \text{ min}} = 0,4 \text{ mol/min}$

4. Alternativa b.

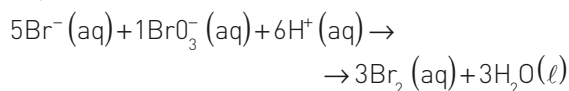
A proporção entre o ozônio consumido e o oxigênio formado é de 2:3. Sendo assim:

$$\text{Se } \frac{V_{\text{O}_3}}{V_{\text{O}_2}} = \frac{2}{3} \text{ então } \frac{V_{\text{O}_3}}{V_{\text{O}_2}} = \frac{2}{3}.$$

$$\text{Portanto } V_{\text{O}_3} = 8 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

5. Alternativa a.

Teremos, a partir da equação química balanceada, fornecida no enunciado:



$$\frac{V_{\text{Br}^-}}{5} = \frac{V_{\text{BrO}_3^-}}{1} = \frac{V_{\text{H}^+}}{6} = \frac{V_{\text{Br}_2}}{3} = \frac{V_{\text{H}_2\text{O}}}{3}$$

$$\frac{V_{\text{BrO}_3^-}}{1} = \frac{V_{\text{Br}_2}}{3}$$

$$\frac{5,63 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{1} = \frac{V_{\text{Br}_2}}{3}$$

$$V_{\text{Br}_2} = 16,89 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} =$$

$$= 1,689 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$V_{\text{Br}_2} = 1,69 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

6. Alternativa c.

$$V_{\text{m reação}} = \frac{V_{\text{m NO}_2}}{4} = \frac{V_{\text{m O}_2}}{1} = \frac{V_{\text{m N}_2\text{O}}}{2}$$

$$\text{Assim: } \frac{V_{\text{m NO}_2}}{4} = \frac{V_{\text{m O}_2}}{1}$$

$$V_{\text{m NO}_2} = (2,4 \cdot 10^{-2}) \cdot 4 = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

7. a) Respostas: X = 3,0 L; Y = 1,8 g.

Uma vez que a massa de bicarbonato utilizada é 10 vezes menor que a quantidade estequiométrica, então o volume de CO_2 e a massa de água produzidos também deverão ser 10 vezes menores.

b) $V_{\text{CO}_2} = \frac{3 \text{ L}}{30 \text{ min}} = 0,1 \text{ L/min}$

c) $V_{\text{O}_2} = \frac{1,8 \text{ g}}{30 \text{ min}} = 0,06 \text{ g/min}$

8. I. $V_{\text{HCl}} = \frac{0,375 \text{ mol}}{10 \text{ min}} = 0,0375 \text{ mol/min}$

II. $V_{\text{HCl}} = \frac{0,08 \text{ mol}}{10 \text{ min}} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/min}$

III. A velocidade não é constante, pois conforme a concentração dos reagentes diminui, a velocidade também é reduzida.

9. Alternativa a.

$$V = \frac{0,02 \text{ mol/L}}{120 \text{ s}} = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

10. Alternativa b.

$$V_{\text{média}}_{(0-5)} = \frac{\Delta I}{\Delta t} \therefore \frac{|14,9 - 22,4|}{5 - 0} = 1,5 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$$

$$V_{\text{média}}_{(1-3)} = \frac{\Delta I}{\Delta t} \therefore \frac{|16,6 - 20,8|}{3 - 1} = 2,1 \text{ mol/L} \cdot \text{h}$$

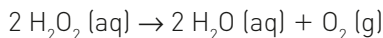
11. a) Tempo de 120 dias ou 4 meses.

b) $V_{\text{m}} = \frac{[I]_f - [I]_i}{\text{tempo}} = \frac{|100 - 270|}{60} = 2,83 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$

Desafiando seus conhecimentos (p. 433)

1. Alternativa e.

Teremos:



2. Alternativa c.

As curvas B e C são decrescentes, indicando que as substâncias são reagentes.

No tempo 40 h:

$$\text{C} \begin{cases} [\text{C}] \text{ inicial} = 30 \text{ mol/L} \\ [\text{C}] \text{ final} \cong 10 \text{ mol/L} \end{cases}$$

reagem $\cong 20 \text{ mol/L}$

$$\text{B} \begin{cases} [\text{B}] \text{ inicial} = 10 \text{ mol/L} \\ [\text{B}] \text{ final} \cong 0,5 \text{ mol/L} \end{cases}$$

reagem $\cong 10 \text{ mol/L}$

A proporção entre o consumo dos reagentes é 1 B : 2 C.

As curvas D e E são crescentes, indicando que as substâncias são produtos.

No tempo 40 h:

$$\text{D} \begin{cases} [\text{D}] \text{ inicial} = 10 \text{ mol/L} \\ [\text{D}] \text{ final} \cong 10 \text{ mol/L} \end{cases}$$

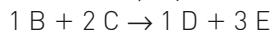
formam $\cong 10 \text{ mol/L}$

$$\text{E} \begin{cases} [\text{E}] \text{ inicial} = 0 \text{ mol/L} \\ [\text{E}] \text{ final} \cong 30 \text{ mol/L} \end{cases}$$

formam $\cong 30 \text{ mol/L}$

A proporção entre a formação de D e E é de 1 D : 3 E.

Assim, a equação da reação é:



3. Alternativa b.

$$4. V = \frac{0,025 \text{ mol/L}}{20 \text{ semanas}} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot \text{semana}$$

5. Alternativa d.

A velocidade de aparecimento do dióxido de nitrogênio é o dobro da velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio. Assim será o dobro de: $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, ou seja, $12 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

6. 1) Incorreta: a velocidade da reação é maior no início e diminui conforme a reação se desenvolve.

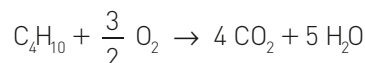
2) Correta.

$$V_{\text{m corante}} = \frac{-\Delta (\text{corante})}{\Delta t} = \frac{-(1,25 - 3,50) \text{ mol/L}}{(3 - 0)} = 0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

3) Incorreta: a concentração do corante cai pela metade (1,75 mol/L) em aproximadamente 2 minutos.

4) Incorreta: como a quantidade do alvejante é 1000 vezes maior que a do corante, este será todo consumido.

7. Alternativa a.



Proporção entre butano e dióxido de carbono é de 1 : 4, ou seja, a cada 0,1 mol de butano decomposto forma-se 0,4 mol de CO_2 .

$$1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \text{ — } 44 \text{ g}$$

$$0,4 \text{ mol — } x$$

$$x = 17,6 \text{ g}$$

$$17,6 \text{ g — } 1 \text{ min}$$

$$y \text{ g — } 60 \text{ min}$$

$$y = 1056 \text{ g}$$

8. Alternativa d.

$$V_{\text{m I}} = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{0,20 \text{ g}}{1 \text{ min}} = 0,20 \text{ g/min}$$

$$V_{\text{m II}} = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{2,00 \text{ g}}{5 \text{ min}} = 0,40 \text{ g/min}$$

$$V_{\text{m III}} = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{4,00 \text{ g}}{10 \text{ min}} = 0,40 \text{ g/min}$$

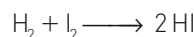
$$V_{\text{m IV}} = \frac{\Delta m}{\Delta t} = \frac{4,00 \text{ g}}{20 \text{ min}} = 0,20 \text{ g/min}$$

A quantidade de H_2 desprendida é maior quanto maior é a massa de magnésio consumida.

$$9. \text{a) } V_{\text{m H}_2} = -\frac{\Delta [\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{-(3 - 10) \text{ mol/L}}{(14 - 0) \text{ min}} = 0,5 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

b) Em 10 minutos são consumidos 5 mol de H_2 .

De acordo com a reação:



$$1 \text{ mol — } 2 \text{ mol}$$

$$5 \text{ mol — } x$$

$$x \text{ — } 10 \text{ mol de HI}$$

Assim, $[\text{HI}] = 10 \text{ mol/L}$.

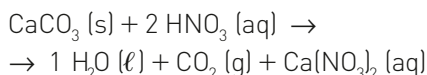
10. Alternativa d.

$$v = \frac{(0,020 - 0,050) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(20 - 0) \text{ min}} =$$

$$= 0,0015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$v = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

11. Equação balanceada da reação:



De acordo com a tabela, vem:

tempo	volume de gás
1 min	150 cm ³ = 0,15 L
2 min	240 cm ³ = 0,24 L
3 min	300 cm ³ = 0,30 L

Tempo de 1 minuto $\Rightarrow V = 0,15 \text{ L}$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 25 \text{ L}$$

$$n_{1\text{minuto}} \text{ — } 0,15 \text{ L}$$

$$n_{1\text{minuto}} = 0,006 \text{ mol}$$

Tempo de 3 minutos $\Rightarrow V = 0,30 \text{ L}$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 25 \text{ L}$$

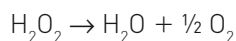
$$n_{1\text{minuto}} \text{ — } 0,30 \text{ L}$$

$$n_{1\text{minuto}} = 0,012 \text{ mol}$$

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{0,012 \text{ mol} - 0,006 \text{ mol}}{3 \text{ min} - 1 \text{ min}}$$

$$v_{\text{média}} = 0,003 \text{ mol/min}$$

12. Alternativa a.



$$1 \text{ mol H}_2\text{O}_2/\text{s} \text{ — } 16 \text{ g O}_2/\text{s}$$

$$x \text{ — } 1,6 \text{ g O}_2/\text{s}$$

$$x = 0,1 \text{ mol H}_2\text{O}_2/\text{s} \cdot 60 \text{ s} = 6 \text{ mol/min}$$

13. $2 \text{NaN}_3 (\text{s}) \rightarrow 3 \text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{Na} (\text{s})$

$$2 \text{ mol} \text{ — } 3 \text{ mol}$$

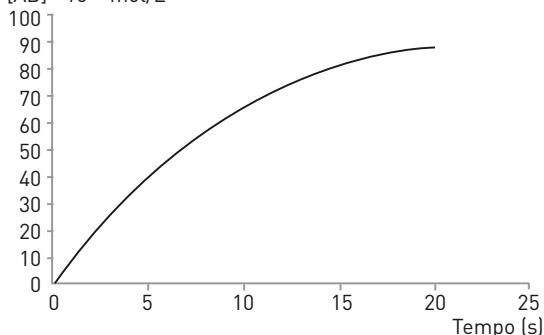
$$2 \cdot (65 \text{ g}) \text{ — } 3 \cdot (24 \text{ L})$$

$$130 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 72 \text{ L de N}_2$$

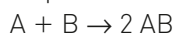
$$V_{\text{N}_2} = \frac{\Delta \text{ quantidade N}_2}{\Delta t} = \frac{72 \text{ L}}{30 \cdot 10^{-3} \text{ s}} = 2400 \text{ L/s.}$$

14. a) $[\text{AB}] \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$



Banco de imagens/Arquivo da editora

b) De acordo com o enunciado, podemos inferir que a equação de reação pode ser representada por:



Assim:

$$V_{\text{média}} = V_{\text{A}} = V_{\text{B}} = \frac{V_{\text{AB}}}{2}$$

$$V_{\text{AB}} = \frac{\Delta[\text{AB}]}{\Delta t} = \frac{87 \cdot 10^{-6}}{20} = 4,35 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$

Essa conta expressa a velocidade média em função da produção de AB. Se quisermos expressar a velocidade média da reação, teremos:

$$V_{\text{média}} = 2,175 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

15. Alternativa a.



$$\left| \frac{v_{\text{S}}}{1} \right| = \left| \frac{v_{\text{O}_2}}{10} \right| = \left| \frac{v_{\text{SO}_2}}{1} \right| = v_{\text{média}}$$

$$M_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{S}} = \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}}$$

$$n_{\text{S}} = \frac{57,6 \cdot 1000 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

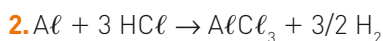
$$n_{\text{S}} = 1800 \text{ mol}$$

$$V_{\text{S}} = \frac{1800 \text{ mol}}{1 \text{ h}} = \frac{1800 \text{ mol}}{3600 \text{ s}} = 0,5 \text{ mol/s}$$

$$V_{\text{SO}_2} = V_{\text{S}} = 0,5 \text{ mol/s}$$

Leia, analise e responda – Cinética das reações do alumínio (p. 437)

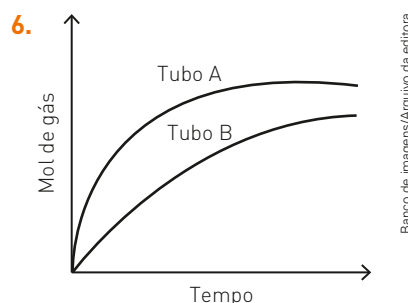
1. O anel de alumínio se “dissolve” no ácido.



3. O gás hidrogênio.

4. No tempo de 2 minutos observa-se o anel inteiro, porém já há ocorrência de efervescência. A maior liberação de gás ocorreu no tubo de maior concentração.

5. Há maior quantidade de alumínio metálico no tubo com ácido de menor concentração, devido à velocidade da reação, onde no ácido mais concentrado é menor.



7. $V = 0,0125 \text{ mol H}_2/5 \text{ min} \Rightarrow V = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/min.}$

8. A quantidade de hidrogênio produzida nos dois tubos é a mesma, uma vez que a mesma massa de Al reagiu com HCl em excesso.

Capítulo 24

Condições para a ocorrência de reações

Objetivos do capítulo

- Descrever a teoria da colisão e relacioná-la à condição para a ocorrência de uma reação química;
- conceituar energia de ativação, quantificá-la e reconhecê-la a partir de um gráfico;
- associar o complexo ativado à energia de ativação.

Sugestões de abordagem

Levar para a sala um frasco com ácido e um com base e, depois de colocá-los lado a lado, perguntar para os alunos se as substâncias reagirão. Logo eles perceberão que ocorrerá reação se ambas forem misturadas, ou seja, se houver **contato** entre elas.

Se dispuser de uma lamparina, perguntar também aos alunos por que o pavio não queima, apesar de já conter álcool e de estar em contato com o oxigênio do ar. A partir disso, introduzir o conceito da energia de ativação e, posteriormente, apresentar os diagramas.

EXPLORE SEU MUNDO (p. 438)

O escurecimento da maçã é consequência da reação entre o gás oxigênio do ar e substâncias da maçã. A parte que teve o suco de laranja (vitamina C) espalhada na superfície escurece menos (oxida menos) do que a outra parte, pois o gás oxigênio tem mais afinidade pela vitamina C do que pelas outras substâncias da maçã.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 442)

1. A figura II mostra a adesão eficaz.

2. $\Delta H_{\text{reagentes}} = 0 \text{ kJ}$

3. $\Delta H_{\text{produtos}} = 40 \text{ kJ}$

4. $\Delta H_{\text{reação}} = 40 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} = 40 \text{ kJ}$

5. Endotérmica, pois $\Delta H > 0$.

6. $E_a = \text{energia do complexo ativado} - H_{\text{reagentes}}$

$E_a = 60 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} = 60 \text{ kJ}$

7. Exotérmica, pois a entalpia do produto Y é menor que a do reagente X.

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$
$$\Delta H = -20 \text{ kJ} - 10 \text{ kJ} = -30 \text{ kJ}$$

$$E_a = \text{energia do complexo ativado} - H_{\text{reagentes}}$$
$$E_a = 50 \text{ kJ} - 10 \text{ kJ} = 40 \text{ kJ}$$

10. Endotérmica, pois a entalpia do produto X é maior que a entalpia do reagente Y.

$$\Delta H_{\text{reação}} = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$
$$\Delta H_{\text{reação}} = 10 \text{ kJ} - (-20 \text{ kJ}) = 30 \text{ kJ}$$

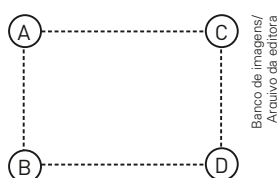
Obs.: O valor em módulo é igual ao valor da entalpia da reação direta.

$$E_a = \text{energia do complexo ativado} - H_{\text{reagentes}}$$
$$E_a = 50 \text{ kJ} - (-20 \text{ kJ}) = 70 \text{ kJ}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 442)

1. Alternativa a.

Para que o produto AC seja formado, os átomos do elemento A devem colidir com os átomos de C. Para que o produto BD seja formado, os átomos do elemento B devem colidir com os átomos de D. A geometria mais favorável para a formação do complexo ativado é:



2. Alternativa d.

A reação que ocorre com maior facilidade, ou seja, mais rapidamente, é a que apresenta a menor energia de ativação, que é a diferença entre a energia do complexo ativado e a dos reagentes.

3. Alternativa d.

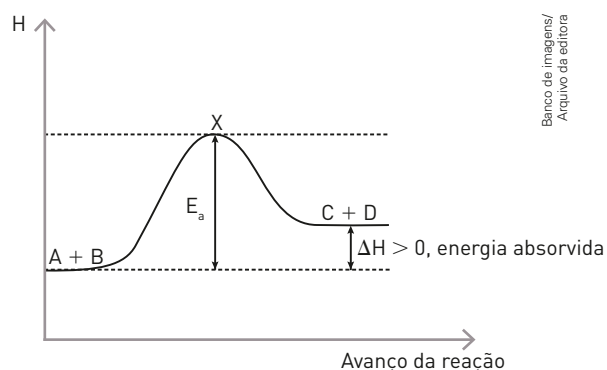
A reação de combustão é exotérmica, liberando energia na forma de luz e calor.

A energia de ativação é a mínima energia necessária para que a reação ocorra. Dessa forma, o atrito fornece uma energia igual ou superior à energia de ativação.

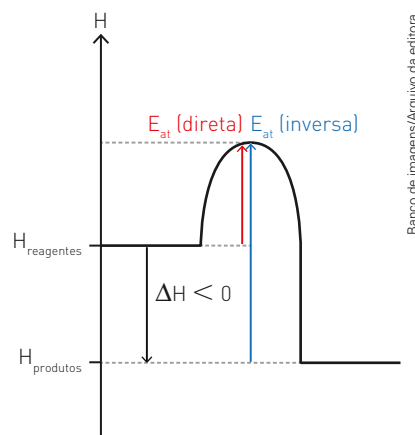
4. A energia de ativação corresponde à diferença entre a energia do complexo ativado e a dos reagentes.

$$E_a = -10 - (-50) = 40 \text{ kcal}$$

5.



6. Alternativa c.



$$\Delta H < 0$$

$$\Delta H = -(E_{\text{ativação (inversa)}} - E_{\text{ativação (direta)}})$$

$$\Delta H = -(120 \text{ kJ} - 80 \text{ kJ}) = -40 \text{ kJ}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 444)

1. Alternativa b.

Uma reação ocorre quando as moléculas dos reagentes se chocam com geometria favorável e energia suficiente para formar produtos.

2. Alternativa a.

A velocidade da reação depende do número de colisões por unidade de tempo, da energia cinética das moléculas e da geometria da colisão.

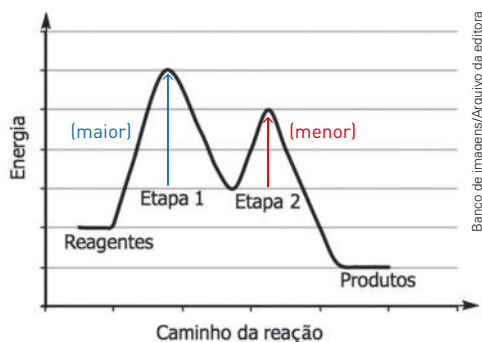
3. Alternativa d.

A energia de ativação é a diferença entre a energia inicial (0 kcal) e o pico do gráfico (28 kcal); já a entalpia da reação é calculada pela diferença entre a energia inicial (0 kcal) e a energia final da reação (25 kcal).

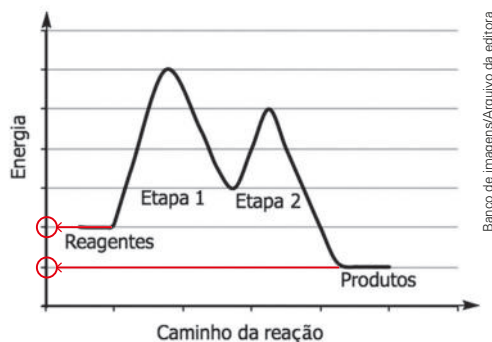
4. Alternativa d.

Análise das afirmações:

[I] Incorreta. A etapa determinante da velocidade da reação é a mais lenta (maior energia de ativação), ou seja, etapa 1.



[II] Correta. A reação é exotérmica, pois a entalpia dos produtos é menor do que a dos reagentes.

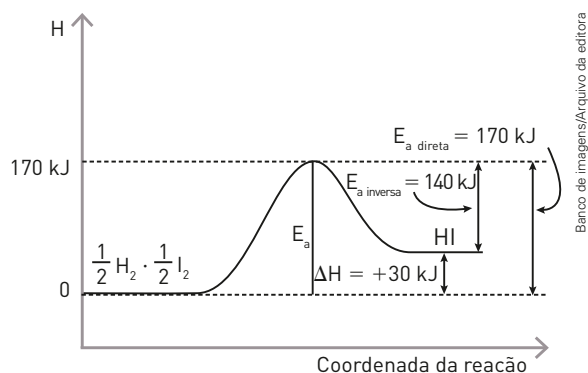


[III] Correta. A energia de ativação da etapa 1 é maior que a energia de ativação da etapa 2.

5. Alternativa c.

Considerando que a decomposição do HI é a reação inversa da reação mencionada, atribuímos 0 à energia de formação do H_2 e do I_2 e 30 kJ à energia de formação do HI. Assim, a diferença entre a energia de ativação da formação do HI e a entalpia da reação é $170 - 30 = 140$ kJ, que corresponde à energia de ativação da decomposição.

Graficamente:



6. Alternativa a.

I. Correta. A variação de entalpia é uma função de estado e só depende dos estados final e inicial, que neste caso são os mesmos para as duas reações.

II. Correta. Em módulo, o ΔH da reação direta é igual ao ΔH da reação inversa, para todas as reações.

III. Incorreta. A energia de ativação não é uma função de estado e pode variar de uma reação que ocorre em apenas uma etapa para outra com intermediárias.

IV. Incorreta. A energia de ativação da reação direta é, na maioria das vezes, diferente da energia de ativação da reação inversa.

7. Alternativa b.

A reação é exotérmica, pois libera calor; além disso, tem energia de ativação baixa, uma vez que é fornecida apenas pelo atrito.

Objetivos do capítulo

- Relacionar a superfície de contato, a temperatura e a concentração de reagente com a Teoria da colisão e a partir daí entender como esses fatores alteram a rapidez das reações;
- conceituar catalisadores;
- diferenciar catálise homogênea de catálise heterogênea.

Sugestões de abordagem

Iniciar a abordagem desse assunto executando as Atividades práticas da página 470.

Levar para a sala de aula quatro comprimidos efervescentes, água gelada e água a temperatura ambiente. Em copos com água à mesma temperatura, adicionar um comprimido inteiro e um tritura-do (em pó), para os alunos compararem a velocidade das reações. Em seguida, colocar um comprimido em água gelada e outro em água a temperatura ambiente ou quente, a fim de que os alunos também comparem a velocidade das reações. Além disso, levar uma batata e água oxigenada para mostrar a ação de uma enzima (catalisador), favorecendo a decomposição da água oxigenada.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 452)

1. O CaCO_3 apresenta uma maior superfície de contato em 2, e isso faz com que a reação seja mais rápida.
2. São iguais nos dois experimentos, já que a quantidade de CaCO_3 que reagiu é a mesma nas duas experiências.
3. $A \Rightarrow$ experimento 2.
 $B \Rightarrow$ experimento 1.
A curva A indica uma reação mais rápida (formação do mesmo volume de gás em um tempo menor).
4. Nos dois experimentos, pois nos dois tubos o magnésio reage formando gás hidrogênio.
5. No experimento X, pois a maior temperatura acelera a reação.
6. Não, a maior efervescência indica apenas que a reação é mais rápida. Como a massa de magnésio que reage nos dois experimentos é a mesma, o volume de H_2 produzido é o mesmo.
7. No experimento X, pois a maior temperatura indica maior energia cinética média das moléculas, que resulta em um maior número de choques efetivos e, assim, maior rapidez.
8. Curva A $\Rightarrow$ experimento X.
Curva B $\Rightarrow$ experimento Y.
A curva A indica uma reação mais rápida (mesmo volume de H_2 produzido em um menor intervalo de tempo).
9. $\text{H}^+ \Rightarrow$ curva C: a sua quantidade diminui com o tempo, pois é transformado em H_2 .
 $\text{Cl}^- \Rightarrow$ curva A, o ânion cloreto não participa da reação e sua concentração é constante.
 $\text{Mg}^{2+} \Rightarrow$ curva B, sua quantidade aumenta com o tempo à medida que as fitas de magnésio reagem.
10. Trata-se de uma reação de deslocamento (simples troca):
$$\text{Zn (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$$
11. $20 \text{ s} \Rightarrow \text{HCl } 0,2 \text{ mol/L}$.
 $30 \text{ s} \Rightarrow \text{HCl } 0,1 \text{ mol/L}$.
 $60 \text{ s} \Rightarrow \text{HCl } 0,05 \text{ mol/L}$.
Quanto maior é a concentração dos reagentes, maior é a velocidade da reação.
12. Conforme as indicações, os três experimentos produziram o mesmo volume de H_2 .
13. É igual nos três experimentos. O zinco adicionado reage na mesma quantidade em todo o HCl dos erlenmeyers, formando a mesma quantidade de H_2 .
14. O experimento II apresenta uma maior concentração de NO que o experimento I, assim a reação em II é mais rápida que em I.
O experimento III apresenta uma maior concentração de H_2 que o experimento I, assim a reação em III é mais lenta que em I.

Quanto maior a velocidade da reação, maior a produção de N_2 em um determinado intervalo de tempo.

Assim:

Curva A $\Rightarrow$ experimento II.

Curva B $\Rightarrow$ experimento I.

Curva C $\Rightarrow$ experimento III.

15. O catalisador é Y, pois é consumido na primeira etapa e regenerado na segunda, tendo sua quantidade constante no final do experimento.

16. Exotérmica, pois a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.

$$17. E_a = E_{\text{complexo ativado}} - H_{\text{reagentes}} \\ E_a = 60 \text{ kJ} - 20 \text{ kJ} = 40 \text{ kJ}$$

$$18. E_a = E_{\text{complexo ativado}} - H_{\text{reagentes}} \\ E_a = 35 \text{ kJ} - 20 \text{ kJ} = 15 \text{ kJ}$$

$$19. \Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H = -10 \text{ kJ} - (20 \text{ kJ}) = -30 \text{ kJ}$$

20. Endotérmica, pois a energia dos produtos é maior que a dos reagentes.

$$21. E_a = E_{\text{complexo ativado}} - H_{\text{reagentes}} \\ E_a = 60 \text{ kJ} - (-10 \text{ kJ}) = 70 \text{ kJ}$$

$$22. E_a = E_{\text{complexo ativado}} - H_{\text{reagentes}} \\ E_a = 35 \text{ kJ} - (-10 \text{ kJ}) = 45 \text{ kJ}$$

$$23. \Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} \\ \Delta H = 20 \text{ kJ} - (-10 \text{ kJ}) = 30 \text{ kJ}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 455)

1. Alternativa d.

As lascas de madeira possuem maior superfície de contato que a tora de madeira, fazendo com que a reação ocorra mais rapidamente.

2. Alternativa d.

A palha de aço é mais finamente dividida que o prego, então possui maior superfície de contato, o que faz com que a reação seja mais rápida.

3. a) A lanterna II apresentará chama mais intensa.

b) A lanterna II se apagará primeiro, pois, como a superfície de contato do carbureto é maior, a velocidade da reação também é maior, assim o carbureto é consumido mais rapidamente.

4. Alternativa b.

Como a massa de ferro e a quantidade de ácido são as mesmas nos dois experimentos, o volume de gás hidrogênio produzido será o mesmo.

Como a limalha de ferro, a superfície de contato é maior, o que deixa a reação mais rápida, produzindo o mesmo volume de gás hidrogênio em um tempo menor.

5. Alternativa a.

Conforme a regra de Van't Hoff:

$$\text{Temp. } 25^\circ\text{C} \text{ ————— } 15^\circ\text{C} \text{ ————— } 5^\circ\text{C} \\ \text{Velocid. } V \text{ ————— } \frac{V}{2} \text{ ————— } \frac{V}{4}$$

6. As reações catalisadas são representadas pelas curvas B e X, pois apresentam um caminho de reação menor.

7. A reação mais rápida é a direta com catalisador, pois é exotérmica e necessita absorver uma menor quantidade de energia para atingir a energia de ativação.

8. Não, pois o catalisador interfere apenas na velocidade da reação.

9. Alternativa c.

Os catalisadores criam caminhos alternativos para as reações, consequentemente, a energia de ativação diminui e a velocidade aumenta.

10. Alternativas corretas: 04, 08 e 16.

[01] Incorreta. A energia de ativação sem o catalisador será de 15 kcal.

[02] Incorreta. A energia de ativação com o catalisador será de 5 kcal.

[04] Correta. A variação de energia com e sem o catalisador será de $60 \text{ kcal} - 50 \text{ kcal} = 10 \text{ kcal}$.

[08] Correta. A entalpia dos reagentes é maior que dos produtos, ou seja, $\Delta H < 0$, portanto, a reação será exotérmica.

[16] Correta.

11. Alternativa a.

[III] Incorreta.

Apenas x representa a energia de ativação na ausência de um catalisador.

[IV] Incorreta.

Trata-se de um processo exotérmico.

12. Alternativa c.

1. A diminuição da temperatura desacelera a velocidade das reações.

2. Ao cortar os alimentos aumentamos a sua superfície de contato.

3. Enzimas são catalisadores biológicos de reações.

13. Alternativa b.

Enzimas são catalisadores biológicos, assim são orgânicas e biodegradáveis.

14. Alternativa a.

No frasco III a quantidade de comprimidos é igual à do frasco I, porém a temperatura é maior, fazendo com que a reação seja mais rápida.

No frasco II a quantidade de comprimidos é menor que a do frasco I, logo, a reação será mais rápida.

15. Alternativa b.

Quanto maior a temperatura, maior a velocidade da reação. Quanto maior a superfície de contato,

maior a velocidade da reação, logo, a reação com o comprimido moído será mais rápida do que com o comprimido inteiro a uma mesma temperatura. Conclusão final: $V_{II} < V_I < V_{III}$

16. Alternativa c.

[I]. Incorreta.

Quanto maior a temperatura, maior é a velocidade da reação.

[II]. Incorreta.

A massa de ferro nos três experimentos é a mesma, portanto sua influência nas velocidades é a mesma.

17. Alternativa e.

Como há sempre excesso de ferro, o H_2SO_4 é o reagente limitante, e quanto maior o seu volume, maior a quantidade de H_2 produzida.

Trabalhando-se com 80 mL de ácido, a experiência C ocorre mais rapidamente devido à maior temperatura.

Assim: C $\rightarrow$ curva 1;

D $\rightarrow$ curva 2.

Trabalhando-se com 50 mL de ácido, a experiência B ocorre mais rapidamente devido à maior superfície de contato.

Assim: A $\rightarrow$ 4; B $\rightarrow$ 3.

Desafiando seus conhecimentos (p. 459)

1. Alternativa c.

Ao amassar o comprimido, a superfície de contato com o líquido do tubo digestório aumenta, o que faz com que a reação ocorra mais rapidamente.

2. Alternativa a.

[a] Correta.

[b] Incorreta. A energia de ativação de uma reação só é alterada quando um catalisador é utilizado.

[c] Incorreta. A temperatura gerada aumenta a frequência das colisões.

[d] Incorreta. A reação é mais rápida, pois a frequência de colisões é maior.

[e] Incorreta. A pólvora não age como catalisador, e sim como uma fonte de energia.

3. Alternativa b.

O aumento da temperatura faz com que a reação ocorra mais rapidamente.

[a] Incorreta. Parte da massa é perdida na forma de CO_2 que sai do sistema.

[c] Incorreta. Se o comprimido for pulverizado, a velocidade da reação será maior, pois a superfície de contato será maior.

[d] Incorreta. O gás liberado é o CO_2 .

[e] Incorreta. Trata-se de uma reação química.

4. Alternativa b.

A graxa formará uma camada que protege a ferramenta do contato com o ar.

5. A concentração dos reagentes com a garrafa aberta resulta em uma maior quantidade de O_2 que entrará em contato com o vinho, fazendo com que o etanol oxide e se transforme em ácido acético.

6. Alternativa b.

Na limalha o ferro está mais finamente dividido, assim a superfície de contato é maior.

7. Alternativa c.

[I]. Incorreta. Para a reação catalisada a energia de ativação é de 230 kJ.

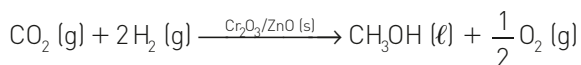
[III]. Incorreta. A reação é exotérmica.

[IV]. Incorreta. A energia de ativação E_2 para essa reação é de 320 kJ.

8. Alternativa e.

Analisando o gráfico observa-se que a mesma reação está acontecendo com e sem catalisador, pois apenas a energia de ativação sofre variação.

9. a) O tipo de catálise é a heterogênea (reagentes e catalisadores apresentam diferentes estados de agregação).



b) Na presença do catalisador a energia de ativação diminui. Curva A.

10. Alternativa e.

Os catalisadores diminuem a energia de ativação da reação, pois promovem uma rota alternativa para a reação.

11. Alternativa a.

[II]. Incorreta. A velocidade da reação aumenta com o aumento da temperatura.

[III]. Incorreta. O catalisador apenas modifica a energia de ativação da reação.

12. Alternativa e.

13. Alternativa e.

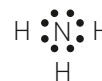
As enzimas são catalisadores biológicos e, como todos os catalisadores, não são consumidas na reação.

14. Alternativa d.

Enzimas são catalisadores biológicos e, como todos os catalisadores, diminuem a energia de ativação da reação através de rotas alternativas,

fazendo com que a velocidade da reação seja maior.

15. a) Estrutura de Lewis da molécula de amônia:



Molécula polar ($\vec{R} \neq \vec{0}$).

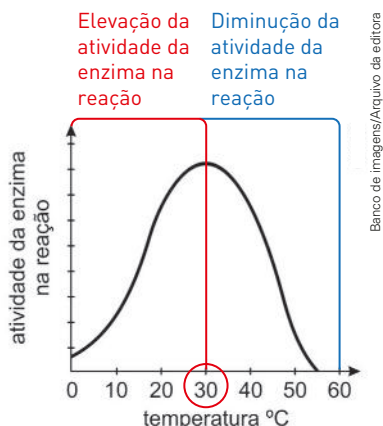
b) O caminho 2 ocorre na presença de um catalisador, pois a energia de ativação é menor.

16. a) A função da enzima nas reações bioquímicas é de catalisador (diminui a energia de ativação).

b) A atividade catalítica da enzima aumenta de 0 °C a 30 °C, ou seja, a velocidade da reação aumenta.

A atividade catalítica da enzima diminui de 30 °C a 55 °C, ou seja, a velocidade da reação volta ao patamar sem catalisador.

c) Quando a reação é aquecida continuamente a enzima sofre desnaturação, ou seja, perde o efeito catalisador sobre a reação química.



17. O meio menos agressivo é o básico, pois a inclinação é mais acentuada, de acordo com os gráficos fornecidos no enunciado da questão, no meio ácido (meio mais agressivo).

18. Alternativa d.

O aumento da superfície de contato e o aumento da temperatura fazem com que a reação ocorra mais rapidamente.

19. Alternativa b.

[A] Incorreta. Quanto maior a temperatura, mais rápida tende a ser a reação, portanto, maior a liberação de dióxido de carbono.

[B] Correta. No copo onde foi colocado o comprimido triturado haverá maior formação de CO_2 (efervescência).

[C] Incorreta. Quanto maior a quantidade de reagente disponível, maior a possibilidade de resultar em choques efetivos para a formação de produto.

[D] Incorreta. O aumento da temperatura é que irá favorecer a dissolução do comprimido, pois aumenta o grau de agitação das moléculas, favorecendo a possibilidade de choques efetivos, que resultará em produtos.

[E] Incorreta. Tanto a massa (quantidade de reagente disponível) quanto a superfície de contato são fatores que influenciam a velocidade de uma reação química.

20. a) De acordo com a tabela fornecida, verifica-se que a cada intervalo de tempo varia o volume de H_2 .

Tempo (min)	Volume de H_2 acumulado (cm^3)
0	0
1	15
2	27
3	36
4	44
5	51
6	57
7	62
8	66
9	69
10	71

$$\text{Velocidade} = \frac{\text{variação de volume}}{\text{variação de tempo}}$$

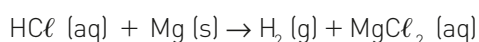
$$v_{0 \rightarrow 1} = \frac{15 - 0}{1 - 0} = 15 \text{ cm}^3/\text{min}$$

$$v_{1 \rightarrow 2} = \frac{27 - 15}{2 - 1} = 12 \text{ cm}^3/\text{min}$$

$$v_{2 \rightarrow 3} = \frac{36 - 27}{3 - 2} = 9 \text{ cm}^3/\text{min}$$

e assim sucessivamente.

b) Utilizando-se raspas de magnésio, a reação seria mais rápida, devido ao aumento da superfície de contato do reagente sólido.



21. Alternativa c.

Para que o efeito da temperatura seja analisado, todas as outras variáveis (superfície de contato,

massa, concentração, catalisador) devem ser mantidas constantes e apenas a temperatura deve ser modificada entre um experimento e outro.

22. Alternativa c.

Experimento 1. O comprimido inteiro foi dissolvido em 200 mL de água a 25 °C.

Experimento 2. Dois comprimidos inteiros foram dissolvidos em 200 mL de água a 25 °C.

No experimento 2 tem-se maior concentração de reagentes, logo a velocidade da reação no experimento 2 é maior do que no experimento 1.

Quanto maior a concentração de reagentes, maior a velocidade e menor o tempo.

Conclusão: $t_1 > t_2$.

Experimento 1. O comprimido inteiro foi dissolvido em 200 mL de água a 25 °C.

Experimento 3. O comprimido triturado (4,0 g) foi dissolvido em 200 mL de água a 25 °C.

No experimento 3 a superfície de contato é maior do que no experimento 1.

Quanto maior a superfície de contato, maior a velocidade e menor o tempo.

Conclusão: $t_1 > t_3$.

Experimento 1. O comprimido inteiro foi dissolvido em 200 mL de água a 25 °C.

Experimento 4. O comprimido inteiro foi dissolvido em 200 mL de água a 50 °C.

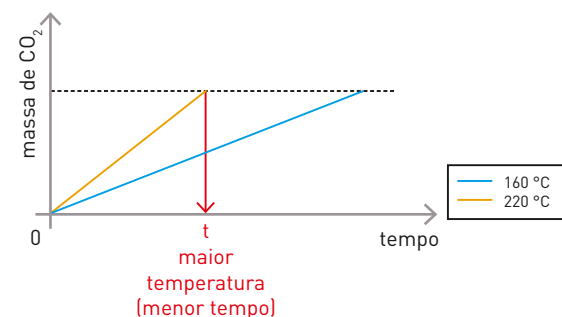
No experimento 4 a velocidade da reação é maior, pois a temperatura é o dobro em relação ao experimento 1.

Quanto maior a temperatura, maior a velocidade da reação e menor o tempo.

Conclusão: $t_1 > t_4$.

23. Alternativa d.

Quanto maior a temperatura, menor o tempo de formação de CO_2 gasoso, ou seja, maior a velocidade da reação.

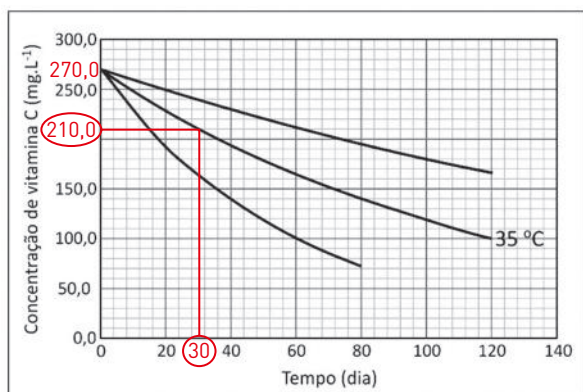


24. a) A velocidade média de degradação da vitamina C não é a mesma nos intervalos de tempo corres-

pondentes aos 30 primeiros dias e aos 30 últimos dias do estudo.

Pode-se calcular a velocidade média de degradação da vitamina C nos 30 primeiros dias e nos últimos 30 dias da experiência a partir do gráfico fornecido no enunciado.

Figura 2



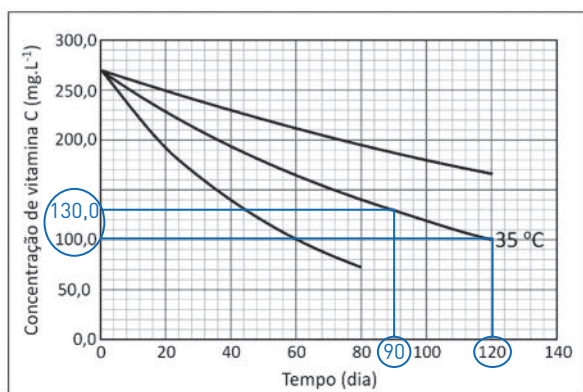
$$\Delta t = 30 \text{ dias}$$

$$\Delta \text{Concentração} = 270,0 - 210,0 = 60 \text{ mg/L}$$

$$v_{\text{média de degradação}} (0 - 30) = \frac{\Delta \text{Concentração}}{\Delta t} = \frac{60 \text{ mg/L}}{30 \text{ dias}}$$

$$v_{\text{média de degradação}} (0 - 30) = 2 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$$

Figura 2



$$\Delta t = 30 \text{ dias}$$

$$\Delta \text{Concentração} = 130,0 - 100,0 = 30 \text{ mg/L}$$

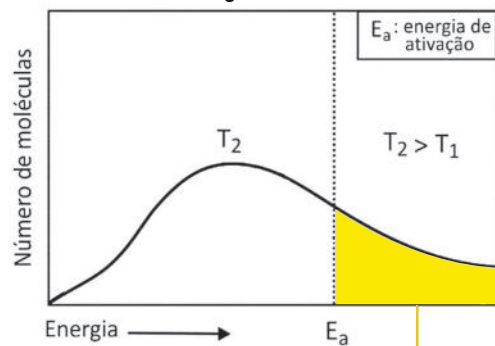
$$v_{\text{média de degradação}} (90 - 120) = \frac{\Delta \text{Concentração}}{\Delta t} = \frac{30 \text{ mg/L}}{30 \text{ dias}}$$

$$v_{\text{média de degradação}} (90 - 120) = 1 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$$

Conclusão: a velocidade média de degradação da vitamina C não é a mesma, pois $2 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1} \neq 1 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dia}^{-1}$.

- b) O processo de degradação está sendo estudado nas temperaturas de 35 °C (T_1) e de 45 °C (T_2). De acordo com o enunciado $T_2 > T_1$.

Figura 1

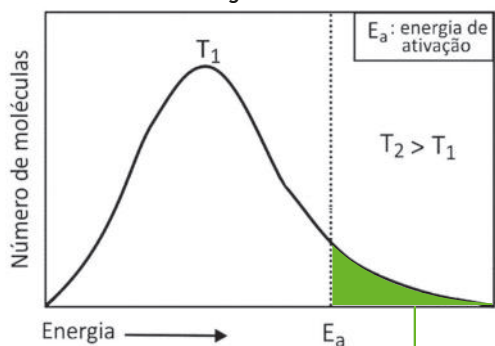


Moléculas com energia acima da energia de ativação. A concentração de vitamina C diminui devido à degradação.

Percebe-se que o número de moléculas com energia acima da energia de ativação é maior em T_2 , conclui-se que a velocidade de degradação da vitamina C é maior em 45 °C (T_2).

A curva que representa os dados da variação da concentração de vitamina C com o tempo, a 45 °C, é aquela que apresenta a maior inclinação num dado intervalo de tempo.

Figura 2



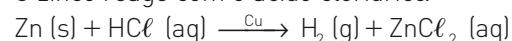
Moléculas com energia acima da energia de ativação. A concentração de vitamina C diminui devido à degradação.

25. Alternativa d. Análise das afirmações:

- I. Correta. A velocidade da reação de Zn com ácido aumenta na presença de Cu.

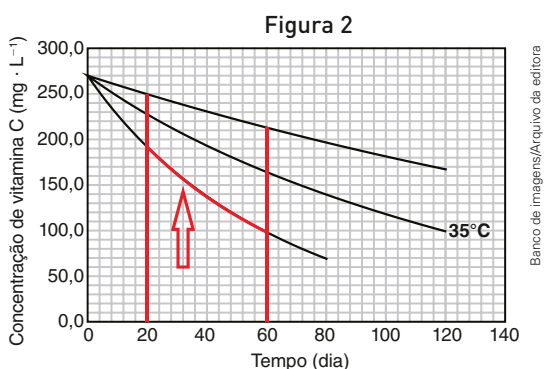
4	200 mL	1,0 g de Zn (raspas) + 1,0 g de Cu (fio)	8 s (menor tempo)	Liberação de H ₂ e calor; massa de Cu não se alterou
---	--------	--	-------------------	---

O zinco reage com o ácido clorídrico:



- II. Incorreta. Nas experiências, verifica-se a utilização de mesma concentração de ácido clorídrico (0,2 mol/L) e mesmo volume (200 mL); como na quarta experiência a velocidade foi maior (menor tempo), conclui-se que o cobre atuou como catalisador.

III. Correta. Os resultados dos experimentos 1 (raspas) e 3 (pó) mostram que, quanto maior o quociente superfície de contato/massa total de amostra de Zn, maior a velocidade de reação.



Conexão

Tecnologia (p. 467)

Os catalisadores na indústria e o nosso dia a dia

1. Adsorção significa a fixação de moléculas do adsorvido a uma superfície sólida que é o adsorvente; absorção significa o ato de aspirar, por exemplo quando uma esponja absorve um líquido.
2. Porque o carvão retira o mau cheiro da geladeira, pois, quando as moléculas do mau cheiro passam pelos pequenos poros do carvão, elas são capturadas.
3. Resposta a ser elaborada pelo aluno.
4. Ambas aumentam a rapidez das reações.

Atividades práticas (p. 470)

I. Testando a rapidez das reações

1. No copo em que contém o antiácido triturado. Com o aumento da superfície de contato aumenta-se a velocidade da reação.
2. No copo onde a água está quase no ponto de ebulição; o aumento da temperatura favorece a velocidade da reação.
3. Jacobus Vant't Hoff. Com o aumento de 10 °C a velocidade dobra.
4. Ácido acético; substância ácida.
5. O pH da solução.

II. Testando a rapidez das reações

1. Reação de decomposição.
2.
$$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$$

3. Gás oxigênio.

4. No copo em que havia a batata, por ela conter a enzima catalase que acelera a rapidez da reação.

5. Sim, pois o catalisador, ou seja, a enzima catalase não é consumida na reação.

6. Catalase.

7. Não, pois o sangue possui a enzima catalase que influencia na reação de decomposição da água oxigenada, formando as bolhas.

Capítulo 26 Lei da velocidade

Objetivos do capítulo

- Conceituar a Lei da velocidade de uma reação química;
- quantificar a velocidade de uma reação química;
- relacionar a etapa lenta das reações não fundamentais com o cálculo da velocidade de uma reação química;
- interpretar tabelas para determinar a ordem de cada reagente.

Sugestões de abordagem

Lei da velocidade

Como esta parte da Cinética Química é extremamente teórica, exemplificar o assunto utilizando uma tabela com dados experimentais sobre a decomposição, por exemplo, do H_2O_2 (aq):

Experimento	$[\text{H}_2\text{O}_2]$ (em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	Velocidade (em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$)
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2,02 \cdot 10^{-3}$
III	0,40	$4,04 \cdot 10^{-3}$
IV	0,60	$6,06 \cdot 10^{-3}$

Analisando e relacionando os experimentos, temos:

- I e II

	H_2O_2	Velocidade
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,20	$2,02 \cdot 10^{-3}$

Notamos que a concentração em III é quatro vezes maior do que em I, o mesmo acontecendo com a velocidade.

- I e III

	H_2O_2	Velocidade
I	0,10	$1,01 \cdot 10^{-3}$
II	0,40	$4,04 \cdot 10^{-3}$

Com isso, podemos concluir que a concentração molar de H_2O_2 (aq) é proporcional à velocidade, e essa constatação pode ser expressa matematicamente por: $v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]$.



[p. 478]

A rapidez da reação é diferente, sendo maior no caso da utilização de soluções concentradas dos reagentes, devido à maior superfície de contato entre eles.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 478)

1. Analisando os experimentos 1 e 2, verifica-se que, ao quadruplicar a concentração de A, a velocidade da reação quadruplica. Entre os experimentos 2 e 3, dobrando a concentração de A, a velocidade da reação dobra. Assim:

[A] (mol/L)		Velocidade inicial (mol/L · min)
0,1	·4	0,02
0,4	·2	0,08
0,8		0,16

A velocidade da reação é dependente da concentração de A elevado ao expoente 1, e a expressão da velocidade é:

$$V = k[A]$$

2. Utilizando os dados do 1º experimento:

$$V = k[A]$$

$$k = \frac{V}{[A]} = \frac{0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,2 \text{ min}^{-1}$$

3. $V = k[A]$

$$V = 0,2 \text{ min}^{-1} \cdot 0,5 \text{ mol/L} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

4. Tempo de meia-vida é o tempo que leva para determinada quantidade de X cair para metade desse valor.

De acordo com o gráfico, para que a concentração de X vá de 20 mol/L para 10 mol/L são necessárias 2 horas. Também é de 2 horas o tempo que leva para a concentração de 10 mol/L se reduzir para 5 mol/L. Logo, o tempo de meia-vida é de 2 horas.

5. Analisando os dois primeiros experimentos:

[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	velocidade (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
5	10	10
10	10	40

Dobrando-se a concentração de A e mantendo-se a concentração de B constante, a velocidade da reação quadruplica (2²). Assim, o expoente para o reagente A é 2.

$$V \propto [A]^2$$

Analisando os dois últimos experimentos:

[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	velocidade (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
10	10	40
10	20	40

Dobrando-se a concentração de B e mantendo-se a concentração de A constante, a velocidade da reação permanece a mesma (2⁰×). Assim, a velocidade da reação não depende da concentração de B e seu expoente é zero.

A lei da velocidade é:

$$V = k[A]^2$$

6. Analisando os três primeiros experimentos:

[X]	[Y]	Velocidade (mol/L · s)
0,10	0,10	2,5 · 10 ⁻⁶
0,10	0,20	5 · 10 ⁻⁶
0,20	0,10	20 · 10 ⁻⁶

Comparando o 1º e o 2º experimentos, dobra-se a concentração de Y enquanto a de X é mantida constante e a velocidade da reação dobra (2¹×). Temos então que o expoente para o reagente Y é 1.

$$V \propto [Y]^1$$

Comparando o 1º e o 3º experimentos, dobra-se a concentração de X enquanto a de Y é mantida constante e a velocidade da reação aumenta oito vezes (2³×). Temos então que o expoente para o reagente X é 3.

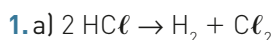
$$V \propto [X]^3$$

A lei da velocidade é:

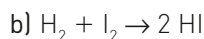
$$V = k[X]^3[Y]$$

7. I. A etapa lenta, determinante da velocidade da reação, é aquela que apresenta a maior energia de ativação. De acordo com o gráfico, trata-se da segunda etapa: $B \rightarrow C$.
II. A reação é exotérmica, pois a energia do estado final, D, é menor que a do estado inicial, A, indicando a liberação de energia.

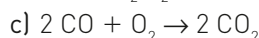
Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 479)



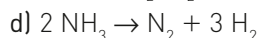
$$V = k[\text{HCl}]^2$$



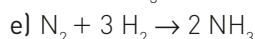
$$V = k[\text{H}_2][\text{I}_2]$$



$$V = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$$



$$V = k[\text{NH}_3]^2$$



$$V = k[\text{N}_2][\text{H}_2]^3$$

Como as reações são elementares, os expoentes são iguais aos coeficientes estequiométricos.

2. Como a reação $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2$ é elementar, os expoentes são iguais aos coeficientes estequiométricos.

$$V = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$$

3. Em relação ao CO, a ordem é 2.

4. Em relação ao O_2 , a ordem é 1.

5. Como a ordem em relação ao CO é 2, dobrando a sua concentração a velocidade irá aumentar 4 vezes.

$$V = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$$

$$V' = k[2[\text{CO}]]^2[\text{O}_2] = 4 \cdot k[\text{CO}]^2[\text{O}_2] = 4V$$

6. Como a ordem em relação ao O_2 é 1, dobrando sua concentração a velocidade irá aumentar duas vezes.

$$V = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$$

$$V' = k[\text{CO}]^2[2[\text{O}_2]] = 2k[\text{CO}]^2[\text{O}_2] = 2V$$

7. Dobrando a concentração de CO, a velocidade da reação aumenta 4 vezes. Dobrando a concentração de O_2 , a velocidade aumenta 2 vezes. Considerando os dois efeitos simultaneamente, a velocidade aumentará 8 vezes.

$$V = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$$

$$V' = k[2[\text{CO}]]^2[2[\text{O}_2]] = k \cdot 4[\text{CO}]^2 \cdot 2[\text{O}_2] = 8k[\text{CO}]^2[\text{O}_2] = 8V$$

8. a) Conforme o texto:

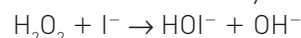
$$V = k[\text{NO}][\text{O}_3]$$

- b) Como a reação é de 1ª ordem para o NO, dobrando a sua concentração a velocidade da reação irá aumentar 2 vezes (2×).

$$V = k[\text{NO}][\text{O}_3]$$

$$V' = k[2[\text{NO}]][\text{O}_3] = 2 \cdot k[\text{NO}][\text{O}_3] = 2V$$

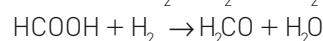
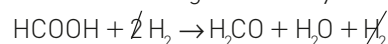
9. a) A etapa lenta (II) é a que apresenta a maior energia de ativação e é a etapa determinante da velocidade da reação.



- b) A lei da velocidade é escrita em função da etapa lenta.

$$V = k[\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-]$$

10. A etapa lenta do processo é aquela que apresenta a maior energia de ativação:



11. Alternativa e.

Dado que a reação é elementar, a lei da velocidade é:

$$V = k[\text{NO}][\text{O}_3]$$

Ao duplicarmos a concentração de NO, a velocidade da reação duplicará duas vezes. Ao duplicarmos a concentração de O_3 , a velocidade da reação duplicará duas vezes. Considerando os dois efeitos simultaneamente, a velocidade da reação aumentará 4 vezes.

$$V = k[\text{NO}][\text{O}_3]$$

$$V' = k[2[\text{NO}]] [2[\text{O}_3]] = 4 k[\text{NO}][\text{O}_3] = 4V$$

12. Alternativa b.

Para uma reação elementar a ordem para cada reagente é igual ao seu coeficiente estequiométrico e a ordem global da reação é a soma dos ordens dos reagentes, sendo a lei de velocidade da reação $v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$, a ordem global é igual a 3.

13. Alternativa a.

Sendo a reação de 1ª ordem para cada um dos reagentes, a equação da lei da velocidade é:

$$V = k[\text{I}^-][\text{H}_3\text{AsO}_4][\text{H}^+]$$

A ordem da reação global é a soma de todos os coeficientes:

$$1 + 1 + 1 = 3.$$

14. Alternativa c.

Quando se triplica a concentração de A a velocidade aumenta nove vezes, então a ordem para A é 2, já para o reagente B a ordem é zero, pois sua concentração não afeta a velocidade da reação.

15. Alternativa a.

Analisando os experimentos:

[CO]	[O ₂]	Velocidade (mol/L · s)
1,0 2,0 1,0	2,0 2,0 1,0	4 · 10 ⁻⁶ 8 · 10 ⁻⁶ 1 · 10 ⁻⁶
· 2	· 1	· 2
· 1	· 1/2	· 1/4

Nos dois primeiros experimentos, ao se dobrar a concentração de CO, mantendo a concentração de O₂ constante, a velocidade da reação aumentou duas vezes (2×), logo o expoente para CO é 1.

$$V \propto [\text{CO}]^1$$

Analisando os experimentos 1 e 3, ao se dividir a concentração de O₂ pela metade, a velocidade da

reação diminuiu 4 vezes $\left[\left(\frac{1}{2}\right)^2\right]$

Logo, o expoente para o O₂ é 2.

$$V \propto [\text{O}_2]^2$$

A lei da velocidade para a reação é:

$$V = k[\text{CO}][\text{O}_2]^2$$

16. Alternativa a.

Analisando a tabela observa-se que dobrando a concentração de B a velocidade não sofre qualquer alteração, assim a ordem de B é zero; quando a concentração de A aumenta duas vezes a velocidade aumenta em quatro vezes, assim a ordem para A é dois.

17. Alternativa b.

Analisando os experimentos 1, 2 e 4:

Exp.	[NO]	[Br ₂]	Velocidade (mol/L · s)
1	0,10	0,10	12
2	0,10	0,20	24
4	0,20	0,10	48
· 2	· 1	· 2	· 4

Considerando os experimentos 1 e 4, ao aumentarmos a concentração de NO em 2 vezes mantendo a concentração de Br₂ constante, a velocidade da reação aumenta em 4 vezes (2²×), indicando que o expoente para o reagente NO é 2 e:

$$V \propto [\text{NO}]^2$$

Considerando os experimentos 1 e 2, ao aumentarmos a concentração de Br₂ em 2 vezes mantendo a concentração de NO constante, a velocidade

da reação aumenta em 2 vezes (2×), indicando que o expoente para o reagente Br₂ é 1 e:

$$V \propto [\text{Br}_2]^1$$

A lei da velocidade é escrita como:

$$V = k[\text{NO}]^2[\text{Br}_2]$$

Para calcular o valor de k, utilizaremos os dados do experimento 1:

$$V = k[\text{NO}]^2[\text{Br}_2]$$

$$12 = k[0,10]^2 [0,10]$$

$$k = \frac{12 \text{ mol/L} \cdot \text{s}}{10^{-3} [\text{mol}^3/\text{L}^3]} = 1,2 \cdot 10^4 \text{ L}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s}$$

18. Alternativa c.

Experimento	[A]	[B]	Velocidade (mol/L · s)
1	0,5	0,5	0,1
2	0,1	0,1	0,02
3	0,2	0,2	0,016
· 1/5	· 1/5	· 1	· 1/5
· 2,5	· 2,5	· 2,5	· 6,5

Analisando o 1º e o 2º experimentos, ao diminuirmos a concentração de A em 5 vezes, mantendo a concentração de B constante, a velocidade da

reação diminui 5 vezes $\left[\left(\frac{1}{5}\right)^1\right]$. Isso indica que o

expoente para o reagente A é 1:

$$V \propto [\text{A}]^1$$

Analisando o 1º e o 3º experimentos, diminuindo as concentrações de A e B em 2,5 vezes, a velocidade da reação diminui em 6,25 vezes [(2,5)²×]. Vimos anteriormente que a reação é de 1ª ordem em relação ao reagente A, o que nos permite concluir que a diminuição da velocidade em 6,25 vezes corresponde 2,5 vezes o efeito de A e, assim, 2,5 vezes o efeito de B, indicando que o expoente para esse reagente é 1.

19. Alternativa c.

Tempo de meia-vida é o tempo que leva para que metade da quantidade inicial da substância reaja. Como a reação é de primeira ordem, a velocidade da reação é diretamente proporcional à concentração do reagente.

Assim, quando a velocidade da reação cai de 3 mol/L · s para 1,5 mol/L · s, a concentração do reagente também cai pela metade. Isso ocorre em um intervalo de tempo de 10 minutos, indicando que o tempo de meia-vida é de 10 minutos.

20. Alternativa e.

Quantidade inicial

$$\frac{1}{1} \xrightarrow{t \cdot \frac{1}{2}} \frac{1}{2} \xrightarrow{t \cdot \frac{1}{2}} \frac{1}{4} \xrightarrow{t \cdot \frac{1}{2}} \frac{1}{8}$$

Como restou $\frac{1}{8}$, podemos concluir que foramconsumidos $\frac{7}{8}$.**21. Alternativa c.**

A ordem global das reações é a soma das ordens dos reagentes. Analisando a tabela pode-se concluir que a ordem de A é 1, pois, ao dobrarmos sua concentração, a velocidade também dobra; a ordem de B é 2, pois, ao dobrarmos sua concentração, a velocidade aumenta em quatro vezes; e a ordem de C é zero, pois a variação de sua concentração não altera a velocidade.

22. Alternativas corretas: 01, 02 e 08.

Consideremos que a lei cinética das velocidades para o processo em questão poderá ser expressa por: $u = k[\text{NO}_2]^x[\text{O}_3]^y$

Análise dos dados:

Comparando o resultado do experimento 2 com o experimento 1, notamos que, ao dobrar a concentração inicial de O_3 , a velocidade da reação também dobra. Isso significa que a velocidade do processo é diretamente proporcional à concentração de O_3 . Portanto $X = 1$. Comparando o resultado do experimento 3 com o experimento 2, também é possível perceber uma relação diretamente proporcional, já que, ao reduzir a concentração de NO_2 pela metade, a velocidade do processo também é reduzida pela metade. Assim, $Y = 1$.

Outra forma de obtermos os valores de X e Y é resolver um sistema de equações. Substituindo outros valores experimentais teremos um sistema de 3 equações:

$$2,2 \cdot 10^{-3} = k(5,0 \cdot 10^{-6})^x \cdot (1,0 \cdot 10^{-6})^y \text{ eq 1}$$

$$4,4 \cdot 10^{-3} = k(5,0 \cdot 10^{-6})^x \cdot (2,0 \cdot 10^{-6})^y \text{ eq 2}$$

$$2,2 \cdot 10^{-3} = k(2,5 \cdot 10^{-6})^x \cdot (2,0 \cdot 10^{-6})^y \text{ eq 3}$$

Igualando 1 e 3, teremos:

$$k(5,0 \cdot 10^{-6})^x \cdot (1,0 \cdot 10^{-6})^y = k(2,5 \cdot 10^{-6})^x \cdot$$

$$\cdot (2,0 \cdot 10^{-6})^y \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 2^x \cdot \cancel{(2,5 \cdot 10^{-6})^x} \cdot \cancel{(1,0 \cdot 10^{-6})^y} = \cancel{(2,5 \cdot 10^{-6})^x} \cdot$$

$$\cdot \cancel{(2,0 \cdot 10^{-6})^y} \Rightarrow 2^x = 2^y \Rightarrow X = Y$$

Vamos substituir essa informação das equações 2 e 3:

$$4,4 \cdot 10^{-3} = k(5,0 \cdot 10^{-6})^x \cdot (2,0 \cdot 10^{-6})^x \text{ eq 2}$$

$$2,2 \cdot 10^{-3} = k(2,5 \cdot 10^{-6})^x \cdot (2,0 \cdot 10^{-6})^x \text{ eq 3}$$

$$\text{eq 2} = 2 \cdot \text{eq 3}$$

$$\cancel{k(5,0 \cdot 10^{-6})^x} \cdot \cancel{(2,0 \cdot 10^{-6})^x} = 2 \cdot \cancel{k(2,5 \cdot 10^{-6})^x} \cdot$$

$$\cdot \cancel{(2,0 \cdot 10^{-6})^x}$$

$$2^x \cdot \cancel{(2,5 \cdot 10^{-6})^x} = 2 \cdot \cancel{(2,5 \cdot 10^{-6})^x}$$

$$2^x = 2 \therefore X = 1 \text{ e } Y = 1$$

Portanto, a lei cinética poderá ser escrita como:

$$u = k[\text{NO}_2][\text{O}_3].$$

01) Verdadeira. A ordem global é a somatória das ordens em relação a cada reagente, ou seja, $1 + 1 = 2$.

02) Verdadeira.

04) Falsa.

08) Verdadeira. Como descobrimos que $X + Y + 1$, a equação 1 poderá ser resolvida da seguinte forma:

$$2,2 \cdot 10^{-3} = k(5,0 \cdot 10^{-6}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-6}) \Rightarrow$$

$$\Rightarrow k = \frac{2,2 \cdot 10^{-3}}{(5,0 \cdot 10^{-6}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-6})} = \frac{2,2 \cdot 10^{-3}}{5,0 \cdot 10^{-12}} = 4,4 \cdot 10^8 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

23. H = ordem 1.

NO = ordem 2.

$$k = 3 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{min}^{-1}.$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 483)

1. Alternativa b.

Solução aquosa de hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) + indicador fenolftaleína + gás carbônico (CO_2):



$$V_p = k[\text{Reagentes}]$$

$$V_p = k[\text{Ca}(\text{OH})_2][\text{CO}_2]$$

2. Alternativas corretas: 01, 02 e 08.

$v = k[A]^a \cdot [B]^b$, então, [A] e [B] representam a concentração molar dos reagentes. Quanto maior o valor de k, maior será a velocidade da reação, supondo-se elevação de temperatura.

Quanto maior a ordem da reação (soma dos expoentes a e b), maior será a influência da concentração dos reagentes sobre a velocidade.

3. Alternativa c.

Considerando-se que a cinética da reação é de ordem 1, teremos a seguinte expressão de velocidade:

$V = 5k \cdot [N_2O_4]^1$, em termos da decomposição de N_2O_4 . Assim, calcula-se a velocidade inicial da decomposição de N_2O_4 :

$$V = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}.$$

Como a proporção entre N_2O_4 e NO_2 é de 1 : 2, podemos afirmar que a velocidade de formação de NO_2 é o dobro em relação à velocidade de consumo de N_2O_4 .

$$\text{Assim: } V = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}.$$

4. Alternativa a.

A lei da velocidade da reação é calculada a partir da etapa lenta, ou seja, $v = k \cdot [A]$.

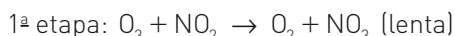


$$v = k \cdot [R]^x$$

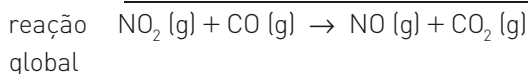
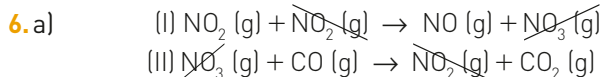
$$v = k \cdot [A]$$

5. Alternativa a.

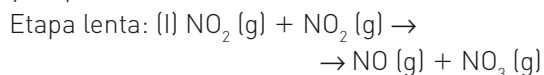
A etapa determinante da velocidade de uma reação química é sempre a etapa lenta, assim a lei da velocidade será em função da 1ª etapa:



$$v = k[O_3][NO_2]$$



A reação que apresenta maior energia de ativação é a da etapa (I). Logo, essa será a etapa lenta e que irá determinar a velocidade da reação (processo).



$$V = k[NO_2]^2$$

b) I. Falsa. Pelo gráfico, observa-se que a energia potencial dos produtos (Hp) é menor do que

a energia potencial dos reagentes (Hr). Logo, a reação é exotérmica ($\Delta H < 0$).

II. Falsa. O catalisador não aumenta o rendimento; simplesmente diminui o tempo para estabelecer o equilíbrio.

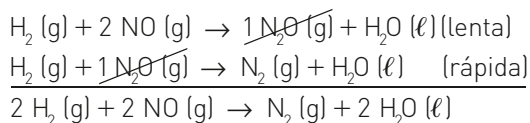
7. a) A etapa de maior energia de ativação (a) é a determinante da velocidade, sendo esta a etapa lenta.

b) $\Delta H = + 35 \text{ kJ}$

c) $\Delta H = - 35 \text{ kJ}$

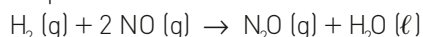
8. Alternativa e.

[A] Incorreta.



[B] Incorreta.

Etapa lenta:



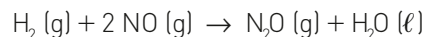
$$v = k[H_2] \cdot [NO]^2$$

$$v = k(1) \cdot (1)^2 = 1$$

$$v = k(1) \cdot (2)^2 = 4k$$

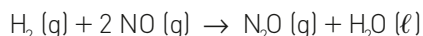
[C] Incorreta. Uma das principais características do catalisador é aumentar a velocidade da reação sem ser consumido no final.

[D] Incorreta. A lei de velocidade é dada pela etapa lenta da reação:



$$v = k[H_2] \cdot [NO]^2$$

[E] Correta.



$$v = k[H_2] \cdot [NO]^2$$

$$v = k(1) \cdot (1)^2 = 1$$

$$v = k(3) \cdot (2)^2 = 12k$$

9. De acordo com a tabela fornecida no enunciado:

Concentração inicial (mol · L ⁻¹)		Velocidade (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
HBr (ordem 1)	NO ₂ (ordem 1)	
0,01	0,01	0,05
cte 0,02 $\times 2$	$\times 2$ 0,01 cte	$\times 2$ 0,10 $\times 2$
0,01	0,02	0,10

$$\text{Então, } v = k[HBr]^1[NO_2]^1.$$

$$\text{Ordem global: } 1 + 1 = 2.$$

O mecanismo I representa a reação global, pois é aquele da etapa lenta e que apresenta os reagentes HBr e NO₂, cujas ordens são iguais a um.

10. Alternativas corretas: 01, 02, 04 e 08.

[01] Correta. A velocidade de uma reação é dada pela etapa lenta. Assim:

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

Supondo $v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$, teremos:

$$v = k \cdot [1]^2 \cdot [1]^1 \Rightarrow v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Se duplicar a concentração de Z e manter a velocidade de Y:

$$v = k \cdot [2]^2 \cdot [1]^1 \Rightarrow v = 4 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Ou seja, a velocidade irá quadruplicar.

[02] Correta.

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

Supondo $v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$, teremos:

$$v = k \cdot [1]^2 \cdot [1]^1 \Rightarrow v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Se duplicar a concentração de Y e manter a velocidade de Z constante, teremos:

$$v = k \cdot [1]^2 \cdot [2]^1 \Rightarrow v = 2 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

Ou seja, a velocidade irá duplicar.

[04] Correta. A ordem da reação é dada pela soma dos expoentes da expressão da velocidade:

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

$$2 + 1 = 3$$

3ª ordem.

[08] Correta.

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

Supondo $v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$, teremos:

$$v = k \cdot [1]^2 \cdot [1]^1 \Rightarrow v = 1 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

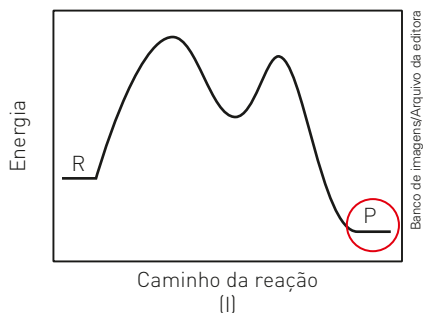
Se triplicar a concentração de Z e Y, teremos:

$$v = k \cdot [3]^2 \cdot [3]^1 \Rightarrow v = 27 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

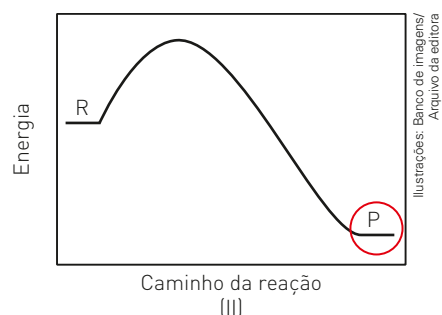
[16] Incorreta. A lei da velocidade é dada pela etapa lenta do mecanismo, assim teremos:

$$v = k \cdot [Z]^2 \cdot [Y]^1$$

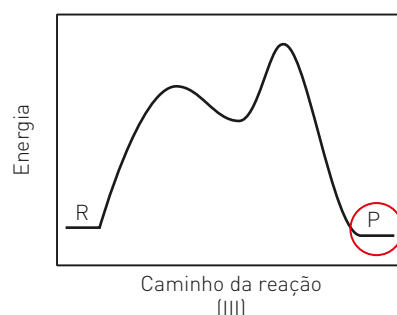
11.a) As reações exergônicas (exotérmicas) ocorrem com liberação de energia, logo a energia dos produtos é menor do que a energia dos reagentes.



$E(\text{produtos}) < E(\text{reagentes})$
Reação exergônica



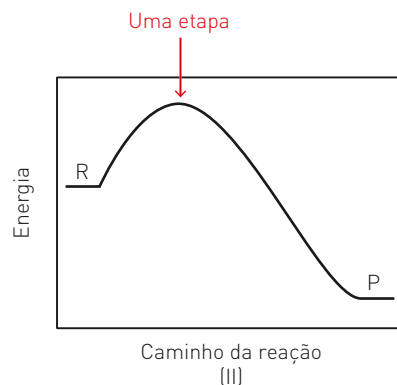
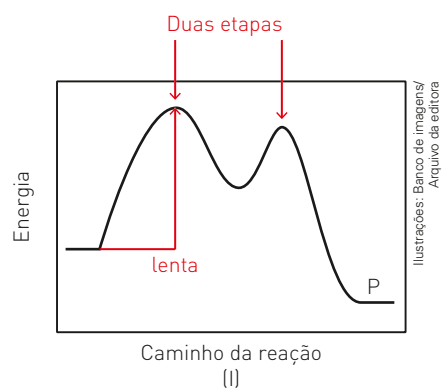
$E(\text{produtos}) < E(\text{reagentes})$
Reação exergônica

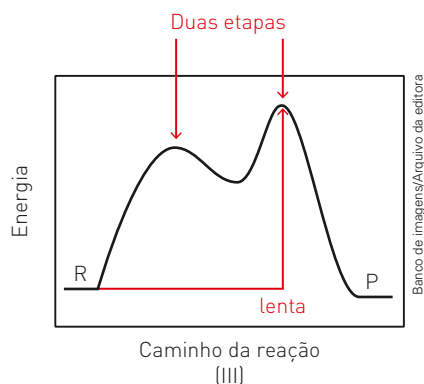


$E(\text{produtos}) < E(\text{reagentes})$
Reação exergônica

b) Teremos:

A etapa lenta apresenta a menor energia de ativação e determinará a lei de velocidade.





12. Alternativas corretas: 01, 04, 08 e 16.

O NO_2 liberado na queima de combustíveis fósseis é precursor da formação de O_3 , e o O(g) é considerado um intermediário de reação.

Para a reação não elementar, mostrada no esquema reacional acima, a lei cinética é dada por $v = k [\text{NO}_2]$.

No ser humano, o ar penetra pelo nariz, passa pela faringe, pela laringe, pela traqueia, pelos brônquios e pelos bronquíolos. A asma alérgica, causada por inalação de O_3 ou por outros poluentes, está relacionada a um processo inflamatório nos brônquios e nos bronquíolos.

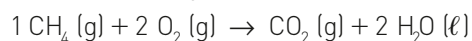
O NO_2 é um poluente atmosférico (óxido ácido) que, além de auxiliar na formação de O_3 troposférico, ainda pode gerar ácido nítrico na presença de água, causando chuvas ácidas.

As reações de formação de O_3 troposférico são favorecidas em cidades de clima quente, porque a elevação da temperatura propicia maior frequência de choques e com maior energia cinética entre as moléculas gasosas reagentes, ou seja, a elevação da temperatura provoca o aumento da velocidade da reação.

13. a) Óxido de ferro III: Fe_2O_3 .

Óxido de alumínio: Al_2O_3 .

b) Supondo que a reação de combustão completa do metano seja elementar:



$$v = k[\text{CH}_4]^1[\text{O}_2]^2 \text{ (expressão da lei de velocidade)}$$

Se a concentração do metano for dobrada e a concentração do oxigênio permanecer constante, a velocidade da reação dobrará:

$$v = k[\text{CH}_4]^1[\text{O}_2]^2 \text{ (expressão da lei de velocidade)}$$

$$v' = k[2[\text{CH}_4]]^1[\text{O}_2]^2 = 2k[\text{CH}_4]^1[\text{O}_2]^2$$

$$v' = 2 \cdot v$$

14. Alternativa c.

A partir da análise da tabela:

	Concentração inicial (mol/L)		Velocidade inicial (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
Experimento	ICℓ	H ₂	
1	1,5	1,5	$3,7 \cdot 10^{-7}$
2	3,0	1,5	$7,4 \cdot 10^{-7}$
3	3,0	4,5	$22 \cdot 10^{-7}$

– Do experimento 1 para o 2, a concentração de H_2 é constante (1,5 mol/L), a concentração de ICℓ dobra de 1,5 mol/L para 3,0 mol/L e a velocidade também dobra de $3,7 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ para $7,4 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; consequentemente, o expoente associado ao ICℓ é 1.

– Do experimento 2 para o 3, a concentração de ICℓ é constante (3,0 mol/L), a concentração de H_2 triplica de 1,5 mol/L para 4,5 mol/L e a velocidade também triplica de $7,4 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ para $22 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; consequentemente, o expoente associado ao H_2 é 1.

De acordo com os dados obtidos experimentalmente, a lei da velocidade para essa reação é: $v = k[\text{ICℓ}]^1[\text{H}_2]^1$.

15. Alternativa d.

De acordo com a tabela fornecida no enunciado, a partir das experiências 1 e 2, percebe-se que a concentração de B é mantida constante (5 mol/L): a concentração de A dobra e, consequentemente, a velocidade quadruplica, isso significa que o expoente de A é 2 ($2^2 = 4$).

A partir da análise das experiências 2 e 3, percebe-se que a concentração de A permanece constante; a concentração de B dobra e a velocidade permanece constante, isso significa que o expoente de B é zero ($2^0 = 1$).

Conclusão: a equação da velocidade é dada por $V = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^0$ e a reação de ordem zero em relação a B.

16. Alternativa c.

A partir dos experimentos 1 e 2, a concentração de NO dobra e a velocidade quadruplica, logo o expoente é 2.

A partir dos experimentos 1 e 3, a concentração de H_2 dobra e a velocidade também dobra, logo o expoente é 1.

$$\text{Teremos: } v = k [\text{NO}]^2[\text{H}_2]^1$$

17.a) Equação química balanceada que representa a reação: $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{NO} + \text{CO}_2$.

b) Analisando os dados fornecidos na tabela, vem:

$[\text{NO}_2]$ (mol · L ⁻¹)	$[\text{CO}]$ (mol · L ⁻¹)	Velocidade de reação (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)	Temperatura (K)
0,002	0,002	$1,0 \cdot 10^{-5}$	350
cte $\left[\begin{array}{l} 0,004 \\ 0,004 \end{array} \right] \times 2$	$\left[\begin{array}{l} 0,002 \\ 0,004 \end{array} \right] \times 2$ cte	$\left[\begin{array}{l} 4,0 \cdot 10^{-5} \\ 4,0 \cdot 10^{-5} \end{array} \right] \times 4$ cte	350
0,004	0,004	$6,0 \cdot 10^{-5}$	?

Quando a concentração de NO_2 permanece constante e a concentração de CO dobra, observa-se que a velocidade da reação permanece constante.

Conclusão: o expoente da concentração de CO é zero.

Quando a concentração de CO permanece constante e a concentração de NO_2 dobra, observa-se que a velocidade quadruplica.

Conclusão: o expoente da concentração de NO_2 é igual a 2.

Então, $v = k[\text{NO}_2]^2$.

c) Utilizando os dados da primeira linha da tabela fornecida, vem:

$$v = k[\text{NO}_2]^2$$

$$1,0 \cdot 10^{-5} = k \cdot (0,002)^2$$

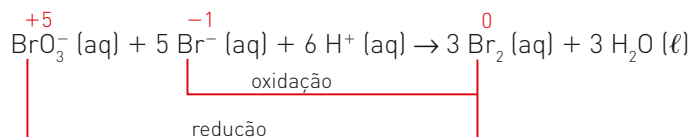
$$k = \frac{10^{-5}}{4 \cdot 10^{-6}} = 0,25 \cdot 10 = 2,5$$

d) Analisando as duas últimas linhas da tabela, percebe-se que a concentração de NO_2 e de CO permanece constante, porém, a velocidade da reação aumenta.

Conclusão: a temperatura da reação na última linha da tabela é maior do que 350 K.

18. Alternativa b.

[I] Correta.



[II] Incorreta. O íon brometo é o agente redutor.

[III] Correta.

Experimento	1	2	3	4
$[\text{BrO}_3^-]$ (mol · L ⁻¹)	0,10	0,20	0,10	0,20
$[\text{Br}^-]$ (mol · L ⁻¹)	0,10	0,10	0,30	0,10
$[\text{H}^+]$ (mol · L ⁻¹)	0,10	0,10	0,10	0,20
Taxa relativa	v	2 v	3 v	8 v

[·2]
[·3]

Entre os experimentos:

— 1 e 2: ao dobrarmos a $[\text{BrO}_3^-]$ e mantendo as demais concentrações constantes, a velocidade dobra, ou seja, é de primeira ordem em relação a $[\text{BrO}_3^-]$;

- 1 e 3: ao triplicarmos a $[Br^-]$ e mantendo as demais concentrações constantes, a velocidade triplica, ou seja, é de primeira ordem em relação a $[Br^-]$;
- 2 e 4: ao dobrar a $[H^+]$ e mantendo as demais concentrações constantes, a velocidade quadruplica, ou seja, é de segunda ordem em relação a $[H^+]$.

Assim, a lei cinética dessa reação será:

$$v = k[BrO_3^-][Br^-][H^+]^2$$

19. Alternativa d.



Utilizando a primeira linha da tabela fornecida, vem:

$$3,0 \cdot 10^{-5} = k(0,01)^2 \cdot (0,01)$$

$$k = \frac{3,0 \cdot 10^{-5}}{(10^{-2})^2 \cdot 10^{-2}} = 3,0 \cdot 10^1 = 30$$

Para x:

$$v = 30 \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

$$x = 30 \cdot (2 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (10^{-2})$$

$$x = 12,0 \cdot 10^{-5}$$

Para y:

$$v = 30 \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

$$y = 30 \cdot (2 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (2 \cdot 10^{-2})$$

$$y = 24,0 \cdot 10^{-5}$$

20. F – V – F – F – V.

[F] Dobrando-se a concentração de NO dobra-se a velocidade da reação, sendo de 1ª ordem em relação a NO, e dobrando-se a velocidade de O_3 dobra-se a velocidade da reação, sendo de 1ª ordem também, em relação a O_3 ; assim, a lei que expressa a velocidade para essa experiência será: $v = k \cdot [NO] \cdot [O_3]$.

[V] A reação é de segunda ordem em relação à reação global (soma dos expoentes $(1 + 1)$).

[F] Teremos:

$$v = k \cdot [NO] \cdot [O_3]$$

$$(0,66 \cdot 10^{-4}) = k \cdot (1 \cdot 10^{-6}) \cdot (3 \cdot 10^{-6})$$

$$k = \frac{0,66 \cdot 10^{-4}}{(1 \cdot 10^{-6}) \cdot (3 \cdot 10^{-6})} = 2,2 \cdot 10^7$$

[F] Se houver a mesma variação em ambos os reagentes a velocidade irá variar proporcionalmente, pois é proporcional às duas concentrações.

[V] O catalisador aumenta a velocidade de uma reação química, diminuindo a energia de ativação.

21. Alternativa b.

Análise das afirmações:

[I] Correta: A equação de velocidade da reação é $v = k[A][B]^2$.

$$v = k[A]^a[B]^b$$

$$\begin{cases} 7,2 \cdot 10^{-5} = k(0,100)^a(0,300)^b \\ 3,6 \cdot 10^{-5} = k(0,05)^a(0,300)^b \end{cases}$$

Dividindo a primeira equação pela segunda, temos:

$$2^1 = 2^a \Rightarrow a = 1$$

$$\begin{cases} 7,2 \cdot 10^{-5} = k(0,100)^a(0,300)^b \\ 1,8 \cdot 10^{-5} = k(0,100)^a(0,150)^b \end{cases}$$

Dividindo a primeira equação pela segunda, vem:

$$2^2 = 2^b \Rightarrow b = 2$$

$$v = k[A]^1[B]^2$$

[II] Incorreta: O valor da constante de velocidade, k, é $8,0 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1} \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2$.

$$v = k[A]^1[B]^2$$

Para a primeira linha:

$$1,8 \cdot 10^{-5} (\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}) =$$

$$= k(0,100 (\text{mol L}^{-1}))^1(0,150 (\text{mol L}^{-1}))^2$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \cancel{\text{mol L}^{-1}} \cdot \text{min}^{-1} = k \cdot 0,100 \cdot \cancel{\text{mol L}^{-1}} \cdot 0,150^2 (\text{mol L}^{-1})^2$$

$$k = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1} \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2$$

[III] Correta:

$$v = k[A]^1[B]^2$$

$$1 + 2 = 3 \text{ (ordem global)}$$

[IV] Incorreta: $k = A \cdot e^{-\frac{E_{\text{ativação}}}{R \cdot T}}$ (equação de Arrhenius)

22. Alternativa a.

Analisando a tabela fornecida no enunciado:

(ordem 0)

Experimento	[A] (mol · L ⁻¹)	[B] (mol · L ⁻¹)	[C] (mol · L ⁻¹)	v (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
I	1 · 10 ⁻¹ <i>cte</i>	1 · 10 ⁻¹ <i>cte</i>	1 · 10 ⁻¹ <i>×2</i>	1 · 10 ⁻⁵ <i>cte</i>
II	1 · 10 ⁻¹	1 · 10 ⁻¹	2 · 10 ⁻¹	1 · 10 ⁻⁵

(ordem 1)

Experimento	[A] (mol · L ⁻¹)	[B] (mol · L ⁻¹)	[C] (mol · L ⁻¹)	v (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
I	1 · 10 ⁻¹ <i>cte</i>	1 · 10 ⁻¹ <i>×2</i>	1 · 10 ⁻¹ <i>cte</i>	1 · 10 ⁻⁵ <i>×2</i>
III	1 · 10 ⁻¹	2 · 10 ⁻¹	1 · 10 ⁻¹	2 · 10 ⁻⁵

(ordem 2)

Experimento	[A] (mol · L ⁻¹)	[B] (mol · L ⁻¹)	[C] (mol · L ⁻¹)	v (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
I	1 · 10 ⁻¹	1 · 10 ⁻¹	1 · 10 ⁻¹	1 · 10 ⁻⁵
IV	2 · 10 ⁻¹	1 · 10 ⁻¹	1 · 10 ⁻¹	4 · 10 ⁻⁵

Conclusão: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^1 \cdot [C]^0 \Rightarrow v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^1$

Ordem global = 2 + 1 + 0 = 3

Utilizando-se os valores do experimento I, vem:

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^1$$

$$1 \cdot 10^{-5} = k \cdot (1 \cdot 10^{-1})^2 \cdot (1 \cdot 10^{-1})^1$$

$$k = \frac{10^{-5}}{10^{-2} \cdot 10^{-1}}$$

$$k = 10^{-2} = 0,01$$

23. a) De acordo com a tabela fornecida no enunciado:

$$v = k[Cr(VI)]^a$$

$$\begin{cases} 0,64 = k \cdot 40^a & \text{(I)} \\ 0,32 = k \cdot 20^a & \text{(II)} \end{cases}$$

Dividindo (I) por (II):

$$\frac{0,64}{0,32} = \frac{k}{k} \cdot \frac{2^a \cdot 20^a}{20^a} \Rightarrow 2 = 2^a$$

$$a = 1$$

Lei da velocidade: $v = k[Cr(VI)]^1$.

b) De acordo com a tabela fornecida no enunciado, vem:

Experimento	[Cr(VI)] ₀ /μM	v ₀ /μM min ⁻¹
1	40	0,64
Comparado com	Divide por 2 ¹	Divide por 2 ¹
3	20	0,32

Conclusão: ordem 1 (expoente de [Cr(VI)]).

c) Cálculo do valor da constante cinética.

$$v = k[Cr(VI)]^1$$

Para o experimento 1:

$$0,64 \mu\text{M} \cdot \text{min}^{-1} = k \cdot 40^1 \mu\text{M}$$

$$k = \frac{0,64 \mu\text{M} \cdot \text{min}^{-1}}{40 \mu\text{M}}$$

$$k = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

24. Alternativas corretas: 04 e 32.

Análise das afirmações:

[01] Incorreta. X1 é produto, pois a curva que o representa é crescente (formação) e X2 e X3 são reagentes, pois as curvas que os representam são decrescentes (consumo).

[02] Incorreta. X3 é reagente da reação, pois é consumido com o passar do tempo.

[04] Correta. X1 é produto da reação, pois a curva que o representa é crescente.

[08] Incorreta. Se fosse utilizado um catalisador para a reação, a concentração de X1 aumentaria com o tempo, pois a reação seria acelerada.

[16] Incorreta. Tem-se dois reagentes diferentes (X2 e X3), e conclui-se que a molecularidade é maior do que um.

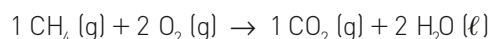
[32] Correta. O uso de um catalisador reduziria a energia de ativação da reação entre X2 (reagente; curva decrescente) e X3 (reagente; curva decrescente), promovendo a formação mais rápida de X1, ou seja, o catalisador acelera a reação.

25. Alternativas corretas: 04, 08 e 16.

Análise das afirmações:

[01] Incorreta. A rapidez de uma reação é também conhecida como velocidade média de uma reação, que é definida pela razão entre a variação de massa ou variação do número de mols entre produtos e reagentes de uma dada substância e a variação de tempo.

[02] Incorreta. Na formação do dióxido de carbono através da reação entre metano (CH₄ (g)) e oxigênio (O₂ (g)), observou-se que a taxa de consumo de oxigênio foi de 4 mol · min⁻¹. Nesta avaliação, tem-se que a velocidade de consumo do metano é de 2 mol · min⁻¹.



$$\frac{v_{\text{CH}_4}}{1} = \frac{v_{\text{O}_2}}{2}$$

$$\frac{v_{\text{CH}_4}}{1} = \frac{4 \text{ mol/min}}{2}$$

$$v_{\text{CH}_4} = 2 \text{ mol/min}$$

[04] Correta. A energia de ativação (energia necessária ao início da reação) pode ser também interpretada como uma "proteção" para evitar que muitas reações ocorram, como a reação de formação da água $\text{H}_2 (\text{g}) + 1/2 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g})$. Essa reação é explosiva e não se inicia espontaneamente devido à barreira da energia de ativação.

[08] Correta. Em uma reação que ocorre em várias etapas, cada etapa tem a sua própria energia

de ativação. A velocidade global da reação será igual à velocidade da etapa que tiver a maior energia de ativação, ou seja, a velocidade da etapa mais lenta.

- [16] Correta. Considere que a equação " $A + 2B \rightarrow \text{produtos}$ " represente uma reação cuja equação de velocidade é dada por $v = k[A][B]$. Considere ainda que, quando a concentração de A é igual a $2 \text{ mol} \cdot \text{litro}^{-1}$ e a de B é $4 \text{ mol} \cdot \text{litro}^{-1}$, a velocidade da reação seja $1 \text{ mol} \cdot \text{litro}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$. A partir desses valores, a constante de velocidade calculada é igual a $0,125 \text{ litro} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.

$$v = k[A][B]$$

$$1 = k \cdot 2 \cdot 4$$

$$k = \frac{1}{8} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$k = 0,125 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

26. Alternativas corretas: 01, 08 e 16.

A reação $2A + D \rightarrow A_2D$ é classificada como elementar se $v = k[A]^2[D]$ ($v = k[\text{Reagentes}]$).

Se a velocidade da reação $2A + 2D \rightarrow E + G$ quadruplicar ao duplicar-se $[A]$, mantendo-se $[D]$ constante, então a reação é de segunda ordem em relação a A.

$$v = k[A]^2 \cdot [D]^2$$

Duplicando $[A]$:

$$v' = k(2[A])^2 \cdot [D]^2$$

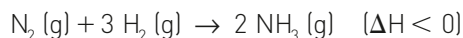
$$v' = \underbrace{4k[A]^2 \cdot [D]^2}_v$$

$$v' = 4v \text{ (quadruplica)}$$

Se a reação global $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ possuir a etapa intermediária lenta $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$, então a lei de velocidade é $v = k[\text{Ca(OH)}_2]$.

Molecularidade equivale ao número de mols de reagentes que entram em colisão em uma única etapa de reação. Em reações elementares, numericamente, a ordem da reação e a molecularidade coincidem. Considerando que a reação $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ é elementar, sua molecularidade é igual a 2.

É possível, apesar de a reação direta ser exotérmica, aumentar o rendimento da reação



combinando-se um aumento da temperatura e da pressão do sistema, pois esse procedimento, feito

com valores adequados de temperatura e pressão, afeta, neste caso, de forma favorável, o balanço entre a cinética e o equilíbrio químico da reação.

27. Alternativa d.

De acordo com a equação de Arrhenius, o valor da constante de velocidade da reação varia em função da temperatura de reação:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_{\text{at}}}{R \cdot T}}$$

- 28.** 01) Incorreto. Quanto maior a ordem de um reagente, maior é a sua influência sobre a velocidade da reação.

02) Correto.

04) Correto.

08) Correto.

- 16) Incorreto. A ordem global para as duas reações é igual a 2.

29. a) $3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{O}_3$

b) A concentração de O_3 injetada, em g/L, se dá por:

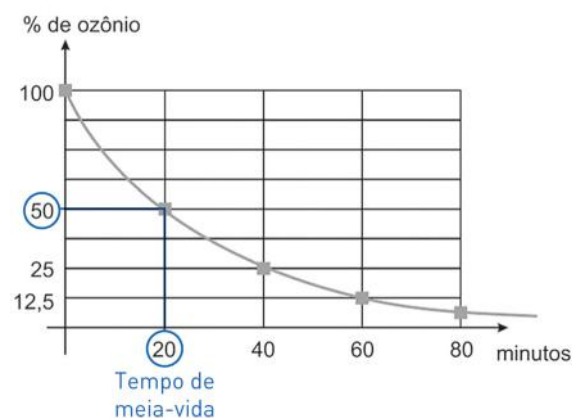
$$1 \text{ mol O}_3 \text{ ————— } 48 \text{ g}$$

$$3,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol de O}_3 \text{ ————— } x$$

$$x = 16 \cdot 10^{-4} \text{ g/L.}$$

A concentração mínima de ozônio ($0,1 \text{ mg/L}$) corresponde a 6,25% da concentração injetada, então:

De acordo com o gráfico:



$$100\% \xrightarrow{t_{1/2}} 50\% \xrightarrow{t_{1/2}} 25\% \xrightarrow{t_{1/2}} 12,5\% \xrightarrow{t_{1/2}} 6,25\%$$

$$t = 4 \cdot t_{1/2}$$

$$t = 4 \cdot 20 \text{ minutos}$$

$$t = 80 \text{ minutos}$$

30. a) Para calcular a massa de ar presente na cápsula utiliza-se a equação de estado de um gás (Clapeyron):

$$P = 100.000 \text{ Pa}$$

$$V = 1,0 \text{ cm}^3 = 10^{-3} \text{ L} = 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$M = 29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$R = 8,3 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1}$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$100.000 \text{ Pa} \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = \frac{m_{\text{ar}}}{29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot$$

$$\cdot 8,3 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$m_{\text{ar}} = 0,0011724 \text{ g} = 1,1724 \text{ mg}$$

$$\frac{m_{\text{DBO}}}{m_{\text{ar}}} = \frac{1,5 \text{ mg}}{1,1724 \text{ mg}} = 1,2794268$$

$$\frac{m_{\text{DBO}}}{m_{\text{ar}}} \approx 1,28$$

b) Cálculo do decaimento para o DBO:

$$t_{1/2} = 12 \text{ h}$$

$$1,5 \text{ mg} \xrightarrow{12 \text{ h}} 0,75 \text{ mg}$$

$$\text{Massa de DBO após 12 h} = 0,75 \text{ mg.}$$

Cálculo do decaimento para o *ecstasy*:

$$t_{1/2} = 1,5 \text{ h} \Rightarrow \frac{12}{1,5} = 8 \text{ períodos de meia-vida}$$

$$10 \text{ mg} \xrightarrow{1,5 \text{ h}} 5 \text{ mg} \xrightarrow{1,5 \text{ h}} 2,5 \text{ mg} \xrightarrow{1,5 \text{ h}}$$

$$\xrightarrow{1,5 \text{ h}} 1,25 \text{ mg} \xrightarrow{1,5 \text{ h}} 0,625 \text{ mg} \xrightarrow{1,5 \text{ h}}$$

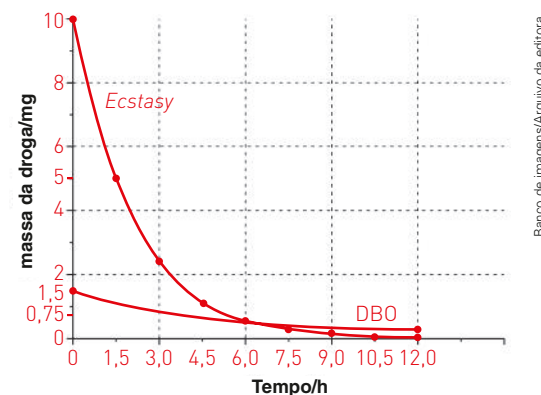
$$0,3125 \text{ mg} \xrightarrow{1,5 \text{ h}} 0,15625 \text{ mg} \xrightarrow{1,5 \text{ h}}$$

$$\xrightarrow{1,5 \text{ h}} 0,078125 \text{ mg} \xrightarrow{1,5 \text{ h}} 0,0390625 \text{ mg}$$

Massa de *ecstasy* após 12 h =

$$= 0,0390625 \text{ mg} \approx 0,039 \text{ mg}$$

O indivíduo que teria maior massa do princípio ativo da droga após 12 horas seria aquele que ingeriu DBO, pois $0,75 \text{ mg} > 0,039 \text{ mg}$.



Unidade 7 – Equilíbrios químicos moleculares

Esta unidade requer um cuidado maior, dado o elevado grau de abstração requerido dos alunos.

Esclareça que todas as reações são reversíveis, mas que na prática isso não ocorre devido aos aspectos cinéticos.

Trabalhe o conceito de estabelecimento do equilíbrio no instante em que as velocidades das reações direta e inversa se igualam, mas lembre que isso não implica que as concentrações dos participantes sejam iguais.

Informe de que maneira deve ser expressa a constante de equilíbrio e quais participantes fazem parte dela. Além disso, discuta os fatores que deslocam um equilíbrio.

Objetivos da unidade

- Representar a constante de uma reação química em função da concentração e da pressão;
- relacionar K_c com K_p ;
- enunciar o princípio de Le Chatelier.

Ideias iniciais

A sugestão é que o professor utilize a problematização presente na abertura da unidade para iniciar a discussão com os alunos.

Após a análise dos equilíbrios físicos e químicos, podemos dizer que eles são iguais? Quais fatores podem alterar um equilíbrio químico?

Assim como nas demais unidades, a ideia inicial é identificar quais conceitos os alunos apresentam em relação ao tema, sempre estimulando um debate e a exposição de ideias dos alunos.

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para apoiar você nas pesquisas que serão solicitadas aos alunos. É recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do YouTube). Endereços eletrônicos acessados em 13 jun. 2018.

- Analogias no ensino do equilíbrio químico [discute a validade do uso de analogias no ensino de Química e mostra algumas analogias propostas por especialistas] — *Química Nova na Escola*, n. 27, p. 13: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc27/04-ibero-3.pdf>>.
- YouTube — Vídeo mostra aula sobre equilíbrio químico e cálculo de K_c e K_p : <www.youtube.com/watch?v=qtXObDeNYMM>.
- YouTube — Vídeo mostra aula sobre deslocamento de equilíbrio: <www.youtube.com/watch?v=J1vHfmFc5uY>.

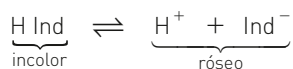
Capítulo 27 Processos reversíveis

Objetivos do capítulo

- Entender a reversibilidade das reações químicas;
- quantificar a constante de equilíbrio em termos de concentração e pressão;
- quantificar a concentração em mol/litro de uma espécie em equilíbrio;
- interpretar possíveis valores de K_c ;
- entender o quociente da reação (Q_c) e relacioná-lo com a constante de equilíbrio.

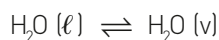
Sugestões de abordagem

Utilizar um indicador (por exemplo, a fenolftaleína) e adicioná-lo a uma amostra de base (por exemplo, amoníaco). Em seguida, adicionar um ácido até a solução se tornar incolor e, a partir disso, explicar genericamente que o indicador se encontra em equilíbrio:



Quando o indicador está ionizado, a cor é rósea; quando não está, é incolor.

Pode-se também discutir o equilíbrio da água líquida em frasco fechado.



Algo a mais

Esta atividade experimental pode ser apresentada pelo professor para evidenciar os conteúdos teóricos sobre cinética química e equilíbrios químicos ou pode ser apresentada acompanhada de perguntas que cobrem do aluno explicações sobre as transformações ocorridas.

Seus principais objetivos são estudar:

- a) reações reversíveis;
- b) reações em etapas;
- c) etapa lenta de uma reação;
- d) ação do catalisador.

Material

- erlenmeyer 250 mL. Se o experimento for realizado pelos alunos, use tubos de ensaio.
- rolha de borracha ou plástica
- glicose: 20 g/L
- hidróxido de sódio (NaOH): 20 g/L
- 1 mL de solução aquosa de azul de metileno (AM) a 1%

Procedimento

1. Dissolva os 20 g de NaOH em aproximadamente 0,5 L de H_2O e espere o sistema esfriar. A seguir, dissolva os 20 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ e complete com água até o volume de 1 L.
2. Um pouco antes do experimento, adicione o azul de metileno. Espere até o sistema ficar incolor, que corresponde à redução do azul de metileno.
3. Tampe o frasco e agite o sistema até obter a cor azul. Deixe em repouso até desaparecer a cor. Reinicie o procedimento.

OBSERVAÇÕES

1. A solução deve ser preparada em quantidade necessária para o experimento, entre meia e uma hora antes, porque ela se altera com o tempo.

2. Acreditamos que não seja necessário apresentar fusões e desviar a atenção dos alunos do mais importante.

3. AM 1% e a glicose (Dextrosol) podem ser encontrados em farmácias.

4. Essa reação (oxidação da glicose) ocorre em meio fortemente básico, por isso adicionamos o NaOH.

5. Aprofundamento para nós, professores:

a) O fato de a intensidade da cor azul manter-se invariável (visualmente) até a proximidade do fim, quando se descolore com maior rapidez, indica-nos a presença de um produto intermediário, que vai se regenerando e mantendo sua concentração constante durante todo o tempo, salvo na fase final, em que a falta de regeneração do produto intermediário evidencia-se porque a cor desvanece até desaparecer. Podemos dizer que isso caracteriza a presença de um catalisador.

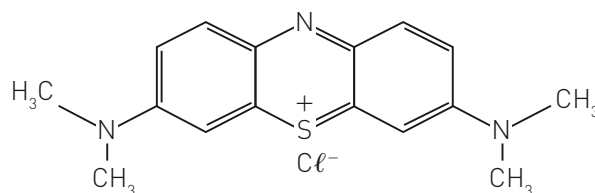
b) Na 2ª etapa, o reativo limitante é o AM reduzido (incolor), independentemente da concentração de O_2 dissolvido. Isso é demonstrado pela constância da intensidade da cor, até que a concentração de O_2 na solução aproxime-se de zero.

Sugestões de abordagem

1. Explique aos alunos que:

- A solução inicial contém azul de metileno (AM) na forma reduzida, que é incolor.

Só por curiosidade, veja a fórmula de uma das estruturas de ressonância do AM oxidado:



- Ao agitarmos a garrafa, favorecemos a dissolução do O_2 na solução, com a consequente formação da forma oxidada do AM (cor azul).
- Em repouso, a cor azul vai desaparecendo até a solução tornar-se quase incolor (amarelo bem pálido). Isso ocorre porque o AM oxidado (azul) oxida a glicose, produzindo o ácido glucônico e regenerando o AM reduzido (incolor).
- A seguir, monte o esquema na lousa, o que ajudará os alunos a entender melhor o processo:

1ª etapa $O_2 (g) \xrightarrow{\text{rápida}} O_2 (\text{solução})$

2ª etapa $O_2 (aq) + AM_{\text{reduzido}} \xrightarrow{\text{rápida}} AM_{\text{oxidado}}$
incolor azul

3ª etapa
 $AM_{\text{oxidado}} + \text{glicose} \xrightarrow{\text{lenta}} AM_{\text{reduzido}} + \text{ácido glucônico}$

2. Depois, discuta com eles os seguintes itens:

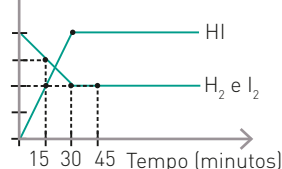
- Como o fenômeno se repete durante um certo tempo, podemos afirmar que se trata de uma reação reversível.
- Como o tempo necessário para que a cor azul apareça e atinja sua máxima intensidade é muito menor que o tempo necessário para a descoloração, podemos concluir que:
 - a) a reação ocorre em várias etapas;
 - b) essas etapas não ocorrem com a mesma velocidade.
- Se somarmos as equações das 3 etapas, perceberemos que o AM funciona como um catalisador.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 499)

1. 30 minutos.

2. $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

3. N° de moléculas



Banco de imagens/
Arquivo da editora

4. III

5. I. $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]}$

II. $K_c = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]}$

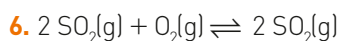
III. $K_c = \frac{[\text{éster}] \cdot [\text{água}]}{[\text{ácido}] \cdot [\text{álcool}]}$

$$\text{IV. } K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$\text{V. } K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$\text{VI. } K_c = \frac{[\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{H}^+]^2}$$

Homogêneos: I, II, III e IV. Heterogêneos: V e VI.



$$7. \text{a) } K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}, K_p = \frac{[\text{P}_{\text{N}_2}] \cdot [\text{P}_{\text{H}_2}]^3}{[\text{P}_{\text{NH}_3}]^2}, \text{ homogêneo.}$$

$$\text{b) } K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}, K_p = \frac{[\text{P}_{\text{H}_2}]^4}{[\text{P}_{\text{H}_2\text{O}}]^4}, \text{ heterogêneo.}$$

$$\text{c) } K_c = [\text{O}_2], K_p = \text{P}_{\text{O}_2}, \text{ heterogêneo.}$$

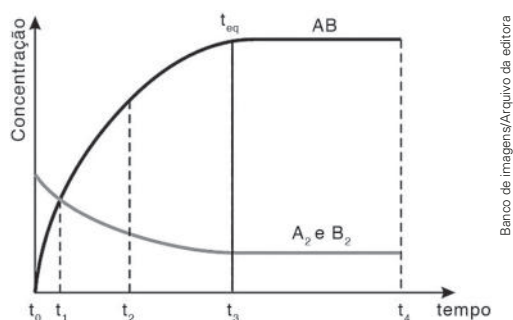
$$8. K_{c_1} = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} \text{ e } K_{c_{II}} = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}, \text{ logo, } K_{c_1} = \frac{1}{K_{c_{II}}}$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 500)

1. Alternativa b.

Na garrafa de água mineral o gás está em equilíbrio de solubilidade com a água.

2. Alternativa d.

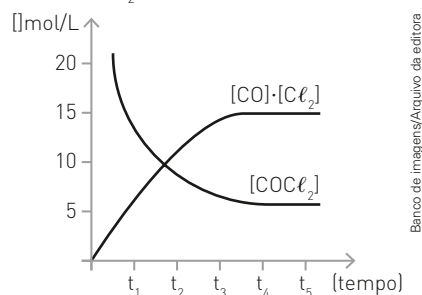


O tempo de equilíbrio irá acontecer com as concentrações dos reagentes e produtos se tornarem constantes, ou seja, a partir de t_3 .

3. Alternativa d.

No início do processo, a velocidade da reação direta (V_1) é alta por causa da maior concentração dos "reagentes", enquanto a velocidade da reação inversa (V_2) é baixa ou nula, em razão da pouca concentração dos "produtos".

$$4. \text{I. } K = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{COCl}_2}}$$



II. O equilíbrio se estabelece a partir do instante t_3 , pois é quando a concentração de COCl_2 se torna constante.

5. Alternativa a.

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4}$$

$$6. \text{I. } K = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$\text{II. } K = \frac{(P_{\text{HCl}})^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{Cl}_2}}$$

$$\text{III. } K = \frac{[\text{H}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{SO}_4]}$$

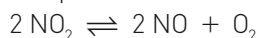
$$\text{IV. } K = \frac{(P_{\text{CO}})^2}{P_{\text{CO}_2}}$$

$$\text{V. } K = \frac{[\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{H}^+]^2}$$

7. Alternativa a.

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}]^2} \rightarrow \text{direita}$$

A expressão é:



8. Alternativa c.

O enxofre, por ser uma substância pura sólida, mantém sua concentração constante e não entra na constante de equilíbrio; como o O_2 é um reagente, ele é consumido na reação, portanto sua curva é decrescente; já o SO_2 , por ser um produto formado na reação, tem uma curva crescente.

9. Alternativa c.

$$K_p = \frac{(P_{\text{NH}_3})^2}{P_{\text{N}_2} \cdot (P_{\text{H}_2})^3}$$

10. Alternativa b.

A expressão da constante de equilíbrio em função da pressão é escrita considerando apenas as substâncias no estado gasoso.

$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 502)

1. Alternativa e.

Uma vez atingido o equilíbrio, devemos encontrar na fase gasosa as três substâncias, N_2 , H_2 e NH_3 , dentro ou não da proporção estequiométrica.

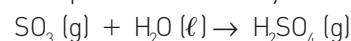
2. Alternativa a.

Nos produtos temos 2 mol de gás, nos reagentes temos 1 mol de gás; logo, a partir do momento em que o reagente começa a se transformar nos produtos, a pressão do sistema aumenta devido ao aumento do número de mol de moléculas gasosas.

3. Equações que podem expressar a constante de equilíbrio:

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_2]^2} \text{ ou } K_p = \frac{p_{\text{SO}_3}^2 \cdot p_{\text{O}_2}}{p_{\text{SO}_2}^2}$$

Estequiometria da reação:



$$80 \text{ g} \longrightarrow 98 \text{ g}$$

$$1000 \text{ g} \longrightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1225 \text{ g}$$

4. Alternativa e.

$$K = \frac{1}{[\text{O}_2]^3} \rightarrow \text{direita}$$

$$[\text{O}_2]^3 \rightarrow \text{esquerda}$$

O gás oxigênio encontra-se no membro da esquerda da equação e seu coeficiente estequiométrico é 3. Se houve alguma outra substância neste membro, ela se encontra no estado sólido e não deve estar relacionada na expressão da constante de equilíbrio.

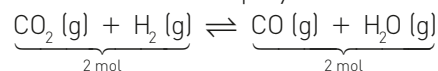
O membro da direita da equação só apresenta substâncias sólidas, pois não há nenhuma substância relacionada na expressão de K_c .

5. Alternativa a.

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

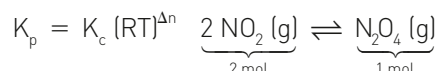
$$\text{Para que } K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 1 \therefore \Delta n = 0$$

Ou seja, o número de mol de espécie gasosa nos dois membros da equação deve ser o mesmo.



$$\Delta n = 2 - 2 = 0$$

6. Alternativa a.



$$\Delta n = 1 \text{ mol} - 2 \text{ mol} = -1 \text{ mol}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{-1} \Rightarrow K_p \cdot RT = K_c \Rightarrow \frac{K_c}{K_p} = RT$$

Fundamentando seus conhecimentos (p. 511)

$$1. K_I = \frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2]}{[\text{C}_2\text{H}_4][\text{Cl}_2]}$$

$$2. K_I = \frac{[\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2]}{[\text{C}_2\text{H}_4][\text{Cl}_2]} = \frac{8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 2$$

$$3. K_{II} = \frac{6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,375$$

$$4. K_{III} = \frac{3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 7 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,071$$

$$5. K_{III} < K_{II} < K_I$$

6. Cloração.

$$7. x = 0,39 \text{ mol}; y = 0,11 \text{ mol}; z = 0,78 \text{ mol}.$$

$$8. K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0,78)^2}{(0,11) \cdot (0,11)} = 50,3$$

$$9. x = \text{zero}; y = 0,06 \text{ mol}; z = 1,44 \text{ mol}.$$

$$10. [N_2O_4] = \frac{1,44}{2} = 0,72 \frac{\text{mol}}{\text{L}}; [NO_2] = \frac{0,12}{2} = 0,06 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\therefore K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 0,005$$

$$11. K_c = \frac{[CO]^2[O_2]}{[CO_2]^2} = \frac{[0,4]^2[0,2]}{[0,6]^2} = 0,089$$

12. 2

$$13. Q_c = \frac{[SO_2]_{\text{inic}}^2 \cdot [O_2]_{\text{inic}}}{[SO_3]_{\text{inic}}^2} = \frac{10^2 \cdot 5}{10^2} = 5$$

$$Q_{cII} = \frac{[SO_2]_{\text{inic}}^2 \cdot [O_2]_{\text{inic}}}{[SO_3]_{\text{inic}}^2} = \frac{5^2 \cdot 10}{5^2} = 10$$

$$Q_{cIII} = \frac{[SO_2]_{\text{inic}}^2 \cdot [O_2]_{\text{inic}}}{[SO_3]_{\text{inic}}^2} = \frac{10^2 \cdot 5}{20^2} = 1,25$$

14. I

15. I. Permanecem inalteradas. II. O_2 diminui, SO_2 diminui e SO_3 aumenta. III. O_2 aumenta, SO_4 aumenta e SO_3 diminui.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 512)

1. Alternativa b.

A reação com maior valor de K terá uma maior quantidade de produtos no equilíbrio.

2. Alternativa b.

A constante de equilíbrio é calculada utilizando a concentração das substâncias quando o equilíbrio é atingido.

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0,090)^2}{(0,030)} = 0,27$$

3. Alternativa c.

A constante de equilíbrio é dada por:

$$K = \frac{P_{[SO_3]^2}}{P_{[SO_2]^2} \cdot P_{O_2}}$$

Substituindo na equação os valores de concentração no equilíbrio que obtemos no gráfico, temos:

$$K = \frac{4^2}{2^2 \cdot 3} = 1,33$$

4. Alternativa d.

$$K_p = \frac{P_{Cl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{Cl_5}} = \frac{0,30 \cdot 0,10}{0,15} = 0,20$$

$$5. [PCl_3] = \frac{0,600 \text{ mol}}{3,00 \text{ L}} = 0,200 \text{ mol/L}$$

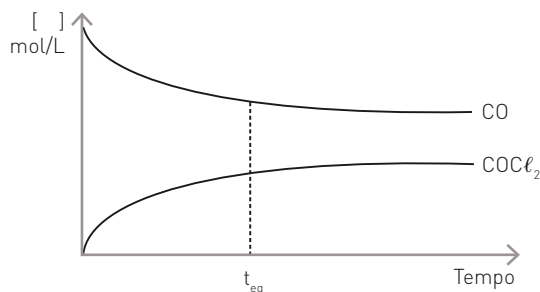
$$[Cl_2] = \frac{0,0120 \text{ mol}}{3,00 \text{ L}} = 0,004 \text{ mol/L}$$

$$[PCl_5] = \frac{0,120 \text{ mol}}{3,00 \text{ L}} = 0,040 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3] \cdot [Cl_2]} = \frac{0,040}{0,200 \cdot 0,004} = 50$$

$$6. a) K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO] \cdot [Cl_2]}$$

b) Atingindo o equilíbrio, a concentração das substâncias permanece constante.



Banco de imagens/Arquivo da editora

$$c) K_{eq} = \frac{[B][C]}{[A]^2} = \frac{0,2 \cdot 0,8}{(0,1)^2} = 16$$

7. Alternativa b.

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = 160$$

$$\frac{(2 \cdot 10^{-3})^2}{[H_2](1 \cdot 10^{-3})} = 160 \therefore [H_2] = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

8. Alternativa b.

A partir da estequiometria da reação, temos:

Se 0,8 mol de água foi formado, então 0,4 mol de cada reagente foi consumido, uma vez que a proporção é de 1 : 2; analogamente, 0,6 mol de N_2 é formado tendo em vista a proporção de 3 : 4 entre a água e o N_2 .

A concentração dos reagentes no equilíbrio se dá pela diferença entre a concentração inicial e o número de mol que foi consumido, assim:

$$[N_2H_4] = 1,2 - 0,4 = 0,8 \text{ mol/L}$$

$$[NO_2] = 0,9 - 0,4 = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$[N_2] = 0,6 \text{ mol/L}$$

9. Alternativa d.

Pela estequiometria da reação, se 0,5 mol de B foi consumido, então 0,25 mol de A foi consumido; 0,25 mol de C e 0,5 mol de D foram formados. A concentração dos reagentes no equilíbrio se dá pela diferença entre a concentração inicial e o número de mol que foi consumido, então:

$$K = \frac{[C] \cdot [D]^2}{[A] \cdot [B]^2} = \frac{0,25 \cdot 0,5}{0,75 \cdot 0,5} = \frac{1}{3}$$

10. a) $K_c = \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2}$

b)

	$CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$		
início	1,75 mol/L	0,80 mol/L	0,65 mol/L
reação	gasta x	gasta 2x	forma x
equilíbrio	1,60 mol/L	y	z

A quantidade de CO que reage é:

$$1,75 \text{ mol/L} - x = 1,60 \text{ mol/L} \therefore x = 0,15 \text{ mol/L}$$

Quantidade de H_2 no equilíbrio:

$$0,80 \text{ mol/L} - 2(0,15 \text{ mol/L}) = y$$

$$\therefore y = 0,50 \text{ mol/L}$$

Quantidade de CH_3OH no equilíbrio:

$$0,65 \text{ mol/L} + 0,15 \text{ mol/L} = z \therefore z = 0,80 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[CH_3OH]}{[CO][H_2]^2} = \frac{0,80}{1,60 \cdot (0,50)^2} = 2$$

11. Conforme os dados do enunciado:

	$CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$		
início	4 mol	4 mol	0 mol
reação	gasta x	gasta 2x	forma x
equilíbrio	4 - x	4 - 2x	x

No equilíbrio tem-se 1 mol de CH_3OH , portanto $x = 1 \text{ mol}$.

$$[CO] = \frac{(4 - 1) \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1,5 \text{ mol/L}$$

$$[H_2] = \frac{(4 - 2 \cdot 1) \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ mol/L}$$

$$[CH_3OH] = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[CH_3OH]}{[CO] \cdot [H_2]^2} = \frac{0,5}{1,5 \cdot 1^2} = 0,33$$

12. $K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = 0,02$

Reação inversa:



$$K_{c \text{ inversa}} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{0,02} = 50$$

13. Alternativa b.

A partir de uma equação química genérica, tem-se: $aA + bB \rightleftharpoons cC$

$$K_{eq,1} = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b} \text{ (em função das concentrações)}$$

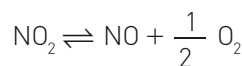
Multiplicando-se todos os coeficientes por 2, tem-se $2 \cdot aA + 2 \cdot bB \rightleftharpoons 2 \cdot cC$

$$K_{eq,1} = \frac{[C]^{2 \cdot c}}{[A]^{2 \cdot a} \cdot [B]^{2 \cdot b}} \text{ Assim, relacionando } K_{eq,1}$$

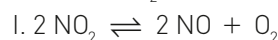
com $K_{eq,2}$, verifica-se que:

$$K_{eq,2} = \frac{\left(\frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b} \right)^2}{K_{eq,1}} \Rightarrow K_{eq,2} = (K_{eq,1})^2$$

14. Alternativa d.



$$K_c = \frac{[NO][O_2]^{\frac{1}{2}}}{[NO_2]} = 8$$



$$K_c = \frac{[NO]^2[O_2]}{[NO_2]^2} = (K_c)^2 = (8)^2 = 64$$

15. Alternativa a.

Para que a reação 1 se transforme na equação 2 devemos invertê-la e multiplicá-la por 2; assim, para achar K_2 devemos inverter K_1 e elevá-lo ao quadrado.

16. Alternativa b.

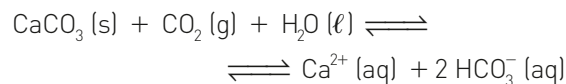
Para chegar à reação

$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$ devemos somar as duas reações fornecidas no enunciado; sendo assim, devemos multiplicar as constantes de equilíbrio delas para chegar ao K da reação pedida. Então:

$$K = 0,23 \cdot 0,2 = 0,046$$

17. Alternativa b.

Dada a reação I:



$$\text{Tem-se: } K_1 = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{HCO}_3^{-}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

Assim, para obter o valor de K_1 , através das reações II, III e IV, é necessário inverter a reação II e somá-la às demais.

Logo, K_1 pode ser calculado por:

$$K_1 = \frac{1}{K_2} \cdot K_3 \cdot K_4$$

$$K_1 = \frac{1}{3,0 \cdot 10^{-11}} \cdot 6,0 \cdot 10^{-9} \cdot 2,5 \cdot 10^{-7}$$

$$K_1 = 33 \cdot 10^9 \cdot 6,0 \cdot 10^{-9} \cdot 2,5 \cdot 10^{-7}$$

$$K_1 = 5,0 \cdot 10^{-5}$$

18. Alternativa b.

Para cada amostra calculamos o quociente de equilíbrio. O sistema está em equilíbrio se $Q_c = K_c$.

$$Q_c = \frac{[\text{etanoato de etila}][\text{água}]}{[\text{etanoico}][\text{etanol}]}$$

$$\text{w)} \frac{0,08 \cdot 0,02}{0,04 \cdot 0,01} = 4$$

$$\text{x)} \frac{0,06 \cdot 0,01}{0,01 \cdot 0,05} = 1,2$$

$$\text{y)} \frac{0,04 \cdot 0,04}{0,04 \cdot 0,01} = 4$$

$$\text{z)} \frac{0,04 \cdot 0,02}{0,01 \cdot 0,02} = 4$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 516)

1. a) [1] A direção preferencial é no sentido dos produtos, uma vez que $K > 1$.

[2] A direção preferencial é no sentido dos reagentes, uma vez que $K < 1$.

b) Esse fenômeno pode ser relacionado com a chuva ácida: o SO_2 é um gás poluente liberado pelas indústrias que reage com o O_2 do ar formando SO_3 , que, por sua vez, irá reagir com a água da chuva formando ácido sulfúrico e ocasionando a chuva ácida.

2. Alternativa d.

No equilíbrio temos:

$$[\text{Glicose}] = \frac{12 \text{ mol}}{3,0 \text{ L}} = \frac{12}{3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Frutose}] = \frac{10 \text{ mol}}{3,0 \text{ L}} = \frac{10}{3} \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[\text{Glicose}]}{[\text{Frutose}]} = \frac{\frac{12}{3}}{\frac{10}{3}} = 1,2$$

3. Alternativa d.

$$K = \frac{p\text{NO}_2^2}{p\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{1,8^2}{1,4} = 2,31$$

4. Alternativa b.

A expressão da constante de equilíbrio é:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^2}$$

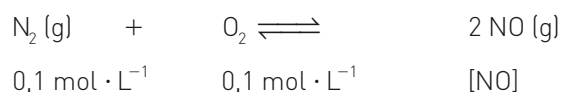
$$\text{Logo: } [\text{H}_2] = \sqrt{\frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [K]}}$$

Substituindo os valores dados, teremos:

$$[\text{H}_2] = \sqrt{\frac{0,145}{1 \cdot 14,5}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

5. Alternativa e.

Teremos:



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2]^1 \cdot [\text{O}_2]^1}$$

$$4,0 \cdot 10^{-20} = \frac{[\text{NO}]^2}{0,1 \cdot 0,1} \Rightarrow [\text{NO}] =$$

$$= \sqrt{4,0 \cdot 10^{-20} \cdot 10^{-1} \cdot 10^{-1}}$$

$$[\text{NO}] = 2,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

6. Alternativa b.

a) Incorreta. No equilíbrio ainda existe 0,1 mol de produto.

b) Correta.

$$K_{eq} = \frac{[P]}{[R]} = \frac{0,4}{0,1} = 4$$

c) Incorreta. O equilíbrio reacional é alcançado a partir de 10 min.

d) Incorreta. A velocidade da reação depende da concentração do produto em 5 min e em 10 min. Assim, teremos aproximadamente:

$$v_{5\text{ min}} = \frac{0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{5 \text{ min}} = 0,07 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

$$v_{10\text{ min}} = \frac{0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{10 \text{ min}} = 0,04 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

e) Incorreta. Pela análise do gráfico, nota-se que a formação de produto consome uma quantidade igual ao consumo de reagente; sendo assim, a proporção estequiométrica será de 1:1.

7. Alternativa b.

$$K = \frac{[\text{HDO}]^2}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{D}_2\text{O}]} = \frac{(0,6)^2}{0,9 \cdot 0,1} = 4$$

Como não houve variação de temperatura, a constante de equilíbrio é a mesma no estado I e II.

8. Alternativa b.

Pela estequiometria da reação temos que: foram formados 0,05 mol de H^+ e 0,05 mol de $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ e foi consumido 0,05 mol de $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, restando 0,95 mol do mesmo no equilíbrio; assim, o K da reação se dá por:

$$K = \frac{0,05 \cdot 0,05}{0,95} = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

9. a) A constante de equilíbrio do sistema 2 é maior que a do sistema 1, pois este apresenta maior concentração de produtos em relação à concentração de reagentes.

b) Se a proporção estequiométrica entre A e B é de 1:1, então teremos:

$$[B] = \frac{20\% \text{ de } 0,3 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,012 \text{ mol/L}$$

A concentração de A no equilíbrio se dá pela diferença entre o número de mol inicial e o número de mol consumido; então:

$$[A] = \frac{0,3 - 0,012}{5 \text{ L}} = 0,0576 \text{ mol/L}$$

Assim, o K se dá por:

$$K = \frac{0,012}{0,0576} = 0,21$$

10. Alternativa b.

Sabendo que a massa molar de N_2O_4 é 92 g/mol, teremos:

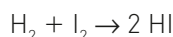
$$\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$$

	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]$
Início	1	0
Reação	-x	+2x
Equilíbrio	1 - x	2x

em que X é o número de mol de N_2O_4 que dissociou. Pelo enunciado sabemos que:

$$1 - x + 2 \cdot x = 1,1 \Rightarrow x = 0,1 \text{ mol}$$

11. Alternativa b.



	$p\text{H}_2$	$p\text{I}_2$	$p\text{HI}$
Início	0,5 bar	0,5 bar	0
Reação	-0,114 bar	-0,114 bar	+0,228 bar
Equilíbrio	0,386 bar	0,386 bar	0,228 bar

Substituindo na expressão da constante de equilíbrio, teremos:

$$K = \frac{0,228^2}{0,386 \cdot 0,386} = 0,35$$

12. Alternativa d.

Para chegar à equação 3 devemos inverter e dividir por 2 as reações 1 e 2; assim, para chegar a K_3 devemos multiplicar os inversos de K_1 e K_2 e elevá-los a $\frac{1}{2}$.

13. Alternativa c.

Para chegar à equação 3 precisamos multiplicar a equação II por 2 e somá-la à equação I; assim, para chegar a K_{III} devemos multiplicar K_I pelo quadrado de K_{II} .

14. a) A concentração da solução aquosa de ácido oxálico corresponde a 2% (m/V). Assim:

$$\begin{array}{lcl} 2 \text{ g de ácido} & \text{---} & 100 \text{ mL de solução} \\ m & \text{---} & 1000 \text{ mL de solução (1 L)} \end{array}$$

$$m = 20 \text{ g do ácido} \Rightarrow C = 20 \text{ g/L}$$

$$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 90 \text{ g/mol}$$

Convertendo-se a massa do ácido para n de mol, tem-se:

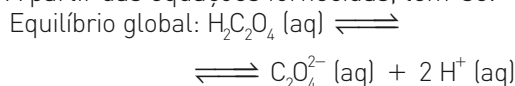
$$1 \text{ mol de ácido} \text{ --- } 90 \text{ g}$$

$$n \text{ --- } 20 \text{ g}$$

$$n = \frac{20}{90} \approx 0,22 \text{ mol}$$

Assim, como esses 0,22 mol estão para 1 L de solução, a concentração da solução corresponde a $\approx 0,22 \text{ mol/L}$.

b) A partir das equações fornecidas, tem-se:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2 \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}$$

A partir das constantes K_{a_1} e K_{a_2} , tem-se:

$$\begin{aligned} K_{a(\text{global})} &= K_{a_1} \cdot K_{a_2} = (5,9 \cdot 10^{-2}) \cdot (6,4 \cdot 10^{-2}) = \\ &= K_{a(\text{global})} = 37,76 \cdot 10^{-4} = 3,766 \cdot 10^{-3} \end{aligned}$$

15.a)

$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{HI}(\text{g})$	
1 mol		1 mol		0	início
gasta		gasta		forma	
x		x		2x	reação
$(1-x)$		$(1-x)$		2x mol	equilíbrio
mol		mol			

No equilíbrio, tem-se:

$$P_{\text{H}_2} \cdot V = n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T}{V} = P_{\text{H}_2} = \frac{(1-x) \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{\text{I}_2} \cdot V = n_{\text{I}_2} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{I}_2} \cdot R \cdot T}{V} = P_{\text{I}_2} = \frac{(1-x) \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{\text{HI}} \cdot V = n_{\text{HI}} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\Rightarrow P_{\text{HI}} = \frac{n_{\text{HI}} \cdot R \cdot T}{V} = P_{\text{HI}} = \frac{(2 \cdot x) \cdot R \cdot T}{V}$$

Substituindo no K_p , tem-se:

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{(P_{\text{HI}})^2}{(P_{\text{H}_2}) \cdot (P_{\text{I}_2})} \Rightarrow 55 = \\ &= \frac{\left(\frac{(2 \cdot x) \cdot R \cdot T}{V}\right)^2}{\left(\frac{(1-x) \cdot R \cdot T}{V}\right)^2} \Rightarrow 55 = \frac{(2 \cdot x)^2}{(1-x)^2} \end{aligned}$$

$$\sqrt{55} = \frac{2 \cdot x}{(1-x)} \Rightarrow 7,4 = \frac{2 \cdot x}{(1-x)} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 7,4 - 7,4 \cdot x = 2 \cdot x$$

$$x = \frac{7,4}{9,4} = 0,79$$

$$n_{\text{HI}} = 2 \cdot x = 1,58 \text{ mol}$$

b) Na mistura em equilíbrio, tem-se:

$$n_{\text{H}_2} = (1-x) = 1 - 0,79 = 0,21 \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}_2} = (1-x) = 1 - 0,79 = 0,21 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HI}} = (2 \cdot x) = \frac{2 \cdot 0,79}{n_T = 2 \text{ mol}} = 1,58 \text{ mol}$$

Chamando a pressão total da mistura no equilíbrio de P_T , tem-se:

$$P_{\text{H}_2} = x_2 \cdot P_T$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_T} \cdot P_T$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{0,21}{2} \cdot P_T$$

Capítulo 28 Deslocamento de equilíbrio

Objetivos do capítulo

- Relacionar concentração, pressão e temperatura e suas influências nas reações químicas;
- interpretar e analisar gráficos de concentração em relação ao tempo e às condições de equilíbrio.

Sugestões de abordagem

O professor poderá levar para a sala de aula uma solução aquosa de dicromato em meio ácido e apresentar o equilíbrio.



Em seguida, sugerimos discutir com os alunos a mudança de coloração dessa solução após a adição de um ácido (com o aumento de H^+ , há deslocamento para a direita e a solução torna-se alaranjada) e de uma base (a adição de OH^- retira H^+ do equilíbrio, há deslocamento para a esquerda e a solução torna-se amarela). Após essa demonstração de deslocamento do equilíbrio, apresentar os fatores que podem provocá-lo: concentração, pressão e temperatura.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 528)

1. IV.

No equilíbrio químico devemos encontrar todas as substâncias (A e A₂).

A adição da substância A provoca um aumento na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita e aumentando a quantidade de A₂.

2. a) Aumentando a concentração de PCl₅, ocorre um aumento da velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita.

→

b) Aumentando a concentração de PCl₃, ocorre um aumento da velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

←

c) A diminuição da concentração de Cl₂ provoca diminuição da velocidade da reação inversa. Como a velocidade da reação direta é maior, o equilíbrio é deslocado para a direita.

→

d) A diminuição da concentração de PCl₅ provoca diminuição da velocidade da reação direta. Como a velocidade da reação inversa é maior, o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

←

3. A adição de vinagre causará um aumento de [H⁺], deslocando o equilíbrio para o sentido dos reagentes, deixando a solução amarela. Já a adição de leite de magnésia (nome popular para o hidróxido de magnésio) irá provocar uma diminuição de [H⁺], deslocando o equilíbrio para o sentido dos produtos, deixando a solução azul.

4. a) O vinagre é uma solução aquosa de ácido acético e sua adição provoca um aumento na concentração de H⁺. Com isso, ocorre um aumento na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita.

b) A adição de NaOH provoca uma diminuição na concentração de H⁺ devido à reação de neutralização:



Com isso, ocorre uma diminuição na velocidade da reação direta.

A maior velocidade da reação inversa provoca, então, o deslocamento do equilíbrio para a esquerda.

5. I. $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

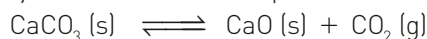
$$\text{II. } K_c = [\text{CO}_2]$$

As substâncias sólidas apresentam concentração constante e não são incluídas na expressão de K_c.

III. Como são reagentes sólidos, suas concentrações não são alteradas e o equilíbrio não se desloca.

IV. Em A, a pressão de CO₂ é nula devido à ausência desse gás. Em B e em C, a quantidade de CO₂ é a mesma, e suas pressões parciais são idênticas.

6. A reação envolvida neste equilíbrio é:



O aumento na concentração de CO₂ aumenta a velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

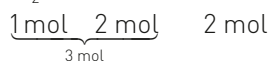
7. Não, o valor da constante de equilíbrio só é alterado por mudanças na temperatura.

8. Com o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, ocorre uma diminuição na massa de CaO, pois o óxido reage com CO₂ formando mais CaCO₃ (que tem sua massa aumentada).

As concentrações de CaO e CaCO₃ permanecem constantes.

9. Não, pois esse reagente é sólido e sua concentração não se altera.

10. $\text{A}_2 + 2\text{B} \rightleftharpoons 2\text{AB}$



Ao aumentarmos a pressão, o equilíbrio se desloca para o lado com menor quantidade de gás e menor número de mols, diminuindo a pressão. Nesse caso, o aumento da pressão desloca o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de AB e diminuindo as concentrações de A₂ e B.

11. a) $K_c = \frac{[\text{AB}]}{[\text{A}][\text{B}]}$

b) O aumento da temperatura sempre favorece a reação endotérmica.

Nesse caso, o aumento da temperatura sempre favorece a reação inversa, pois as quantidades de A e B aumentaram. Assim, a reação inversa é endotérmica e a reação direta é exotérmica.

c) Como a reação direta é exotérmica, o aumento da temperatura provoca uma diminuição de K_c.

12. No equilíbrio, todas as espécies estão presentes: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, Cl^- , CoCl_4^{2-} e H_2O .

Como a solução é azul, a concentração de CoCl_4^{2-} é maior que a concentração de $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

13. No equilíbrio, todas as espécies estão presentes: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, Cl^- , CoCl_4^{2-} e H_2O .

Como a solução é rósea, a concentração de $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ é maior que a concentração de CoCl_4^{2-} .

14.
$$K_c = \frac{[\text{CoCl}_4^{2-}]}{[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}] [\text{Cl}^-]^4}$$

A água é solvente nessa reação e sua concentração é constante, não sendo considerada na expressão da constante de equilíbrio.

15. K_c maior na temperatura ambiente, pois a reação direta é endotérmica e favorece a formação de CoCl_4^{2-} .

16. Endotérmica.

17. a) O aumento na concentração de CO aumenta a velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita.

→

- b) O aumento na concentração de H_3COH aumenta a velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

←

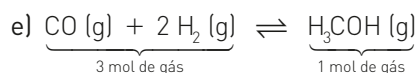
- c) A diminuição na concentração de H_2 provoca a diminuição da velocidade da reação direta.

A maior velocidade da reação inversa desloca o equilíbrio para a esquerda.

←

- d) A diminuição na concentração de H_3COH provoca a diminuição da velocidade da reação inversa. A maior velocidade na reação direta desloca o equilíbrio para a direita.

→



O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado com menor quantidade de gás, menor número de mol e a fim de diminuir a pressão. Nesse caso, o equilíbrio é deslocado para a direita.

→

- f) O aumento do volume provoca uma diminuição na pressão do sistema, deslocando o equilíbrio para o lado com maior quantidade de gás, o membro da esquerda.

←

- g) Aumentar a temperatura sempre favorece a reação endotérmica.

Conforme o ΔH , a reação é exotérmica e a reação inversa é endotérmica. Assim, o aumento da temperatura desloca o equilíbrio para a esquerda.

←

- h) A diminuição da temperatura sempre favorece a reação exotérmica, nesse caso a reação é direta, deslocando o equilíbrio para a direita.

→

- i) O catalisador acelera igualmente as reações direta e inversa, não deslocando o equilíbrio.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 530)

1. Alternativa a.

O aumento na concentração de HCl ou I_2 provoca um aumento na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita e aumentando as concentrações de HI e Cl_2 , não alterando o valor de K_c .

2. No instante t_1 a concentração dos produtos aumentou, a do Cl_2 (reagente) diminuiu, indicando consumo. A concentração de H_2 sofreu um aumento brusco seguido de uma diminuição; assim, pode-se concluir que H_2 foi adicionado ao sistema.

3. O sistema entrou em equilíbrio.

4.
$$K = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]} \Rightarrow \frac{0,3^2}{0,2 \cdot 0,55} = 0,8$$

5. Alternativa a.

Ao retirar água do sistema, o equilíbrio foi deslocado no sentido dos produtos; assim, o metano foi consumido, consequentemente diminuindo sua concentração.

6. Alternativa c.

7. Alternativa b.

[1] Correta. O aumento na concentração de H^+ provoca um aumento na velocidade da reação direta, deslocando o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de $Cr_2O_7^{2-}$.

[2] Incorreta. A adição de um ácido forte aumenta a concentração de H^+ e desloca o equilíbrio para a direita, intensificando a cor laranja.

[3] Correta. Os íons OH^- reagem com os íons H^+ , diminuindo sua concentração. Com isso diminui a velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda e intensificando a cor amarela.

[4] Incorreta.

8. Alternativa b.

Quanto maior a altitude, mais rarefeito é o ar e menor é a pressão parcial de oxigênio. Retirando o oxigênio do sistema em equilíbrio haverá um deslocamento para a esquerda.

9. Alternativa a.

Como a solução já está saturada, toda a adição de sal irá imediatamente para o corpo de fundo, não alterando a concentração da solução.

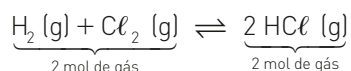
10. Alternativa c.

Um aumento na concentração dos reagentes desloca o equilíbrio no sentido de formação dos produtos.

11. Alternativa a.

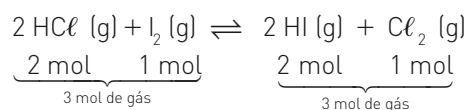
As estalactites são formadas pelo $CaCO_3$; assim, a retirada de produtos desloca o equilíbrio no sentido de formação do carbonato de cálcio.

12. Alternativa d.



Modificações na pressão total não deslocam esse equilíbrio, pois a quantidade de gás nos dois membros é a mesma. O aumento na pressão parcial do Cl_2 representa um aumento na sua concentração, aumentando a velocidade da reação direta e deslocando o equilíbrio para a direita, aumentando a concentração de HCl .

13. Alternativa d.



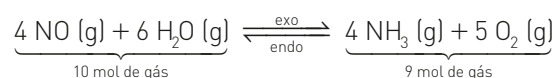
Como a quantidade de espécie no estado gasoso é a mesma nos dois membros da equação, esse equilíbrio não é afetado por variações de pressão.

$$14.a) K_c = \frac{[\text{metanol}]}{[CO] \cdot [H_2]^2} = \frac{0,145}{1 \cdot (0,1)^2} = 14,5$$

b) Aumentando a pressão, o equilíbrio é deslocado no sentido de formação dos produtos, pois o número de mol de gases nos reagentes é maior do que nos produtos.

15. Alternativa e.

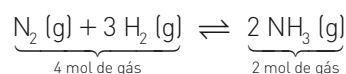
O aumento da temperatura sempre favorece a reação endotérmica; então, para o equilíbrio ser deslocado no sentido de formação dos produtos (direita), a reação deverá ser endotérmica ($\Delta H > 0$). O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado com o menor número de mol de gases.



16. Alternativa d.

O gás hidrogênio é obtido no primeiro processo. Já que a reação direita é endotérmica, o equilíbrio estará mais deslocado para a direita em altas temperaturas.

No segundo processo:



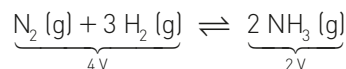
Em altas pressões, o equilíbrio se desloca no sentido onde há menor quantidade gás, neste caso, no sentido de formação da amônia.

17. Alternativa b.

Como a reação é endotérmica, o aumento de temperatura favorece os produtos (azul), assim como a retirada de água, que também é um produto, provoca o mesmo efeito sobre o equilíbrio.

18. Alternativa a.

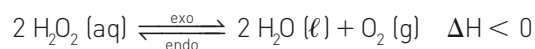
O equilíbrio:



I. A introdução de $N_2(g)$ desloca para o lado direito, favorecendo a formação de $NH_3(g)$.

II. Um aumento da pressão do sistema desloca o equilíbrio para o lado de menor número de mol (menor volume) – no caso, para o lado direito.

III. Um catalisador não desloca o equilíbrio:



Então, só ocorre o que é afirmado nas sentenças I e II.

19. Alternativa e.

Para deslocar o equilíbrio para a direita devemos:

- diminuir a temperatura;
- diminuir a concentração de H_2O ;
- aumentar a concentração de H_2O_2 ;
- diminuir a concentração de O_2 ;
- diminuir a pressão.

20. Alternativa e.

Pelo fato de a reação direta ser endotérmica, ela é favorecida pelo aumento de temperatura.

21. Alternativa a.

O valor da constante apenas irá mudar com a variação de temperatura.

22. Alternativa d.

Justificativa das afirmações falsas:

(F) Se ocorrer o aumento da concentração de hidróxido de magnésio, o equilíbrio será deslocado para a direita. Aumentando a concentração dos íons Mg^{+2} e OH^- , o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

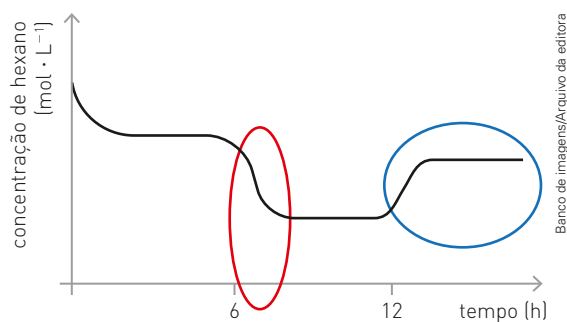
(F) Se ocorrer o aumento da pressão do sistema, o equilíbrio será deslocado para a esquerda. A pressão não afeta o equilíbrio, pois não existem moléculas gasosas no sistema.

(F) Aumentando a concentração de íons magnésio, a reação será deslocada para a direita. Aumentando a concentração dos íons Mg^{+2} , o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

23. Alternativa a.

O processo de craqueamento é endotérmico ($\Delta H > 0$), logo a eficiência foi maior com a elevação da temperatura e consequentemente a concentração do hexano sofreu uma queda.

Após doze horas, a pressão foi elevada para P_2 , o consumo de hexano diminuiu e sua concentração sofreu uma elevação devido à ocorrência da reação inversa. Finalmente a temperatura foi mantida em T_2 , estabilizando o processo.



Desafiando seus conhecimentos (p. 534)

1. Alternativa d.

O aumento na concentração de A faz com que B seja consumido, formando C até que o equilíbrio seja restabelecido.

2. Alternativa d.

Observa-se um aumento na concentração dos reagentes e diminuição na concentração dos produtos nos tempos t_3 , t_4 e t_5 .

3. Alternativa d.

Para que o equilíbrio seja deslocado no sentido da reação direta deve-se aumentar a concentração dos reagentes (procedimentos II e III) ou diminuir a concentração dos produtos.

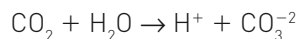
4. a) O agente oxidante do processo é o Cl_2 , pois sofre redução.

b) Para a remoção da mancha, a ferrugem $\text{Fe}(\text{OH})_3$ deve ser consumida, assim o equilíbrio apresentado deve ser deslocado no sentido de formação dos reagentes (reação inversa). O

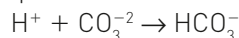
vinagre é a substância que trará o efeito desejado sobre o equilíbrio, uma vez que fará com que a concentração de íons H^+ aumente.

5. Alternativa b.

O CO_2 em contato com água reage da seguinte maneira:



Os íons H^+ , por sua vez, reagem com o carbonato que forma as espeleotemas carbonáticas, transformando-o em bicarbonato, que é um ânion que forma sais solúveis:



6. Alternativa d.

A diminuição da concentração de O_2 deslocará o equilíbrio no sentido da reação inversa, consumindo a hemoglobina oxigenada.

7. Alternativa a.

A adição de íons cloreto no produto desloca o equilíbrio no sentido da reação inversa.

8. a) A adição de íons H^+ deslocará o equilíbrio para a esquerda; assim, a cor predominante será laranja.
b) No dicromato o Nox do cromo é +6, então para chegar em cromo (III) a variação do nox deverá ser de 3 unidades.

9. Alternativa b.

O $AgCl$ absorve energia para formar $Ag^+ + Cl^-$, não o contrário.

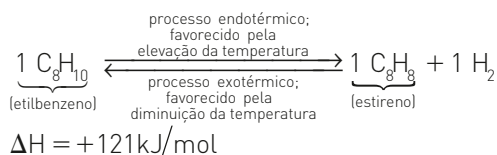
10. Alternativa b.

Ao se adicionar H_2 , o sistema irá consumir esse excesso para voltar para o equilíbrio. Assim o I_2 também será consumido, formando HI .

11. Alternativa d.

Como a reação direta é endotérmica, o aumento de temperatura favorecerá a formação de produtos.

12. Alternativa c.



13. Alternativa d.

Com o aumento de temperatura o equilíbrio será deslocado para o sentido onde existe um menor número de moléculas gasosas, neste caso é deslocado para a esquerda.

14. Alternativa e.

Teremos:

	[A]	[B]	[AB]
Início	0,1	0,1	0
Reação	-0,05	-0,05	+0,1
Equilíbrio	0,05	0,05	0,1

$$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2] \cdot [B_2]} = 4$$

Como a reação é endotérmica, o aumento da temperatura favorecerá o sentido direto da reação.

15. Alternativa a.

I. Correto, pois a reação é endotérmica.

II. Incorreto, o aumento de pressão deslocará o equilíbrio no sentido dos reagentes devido ao menor número de mol de espécies gasosas.

III. Incorreto, a reação inversa é exotérmica, sendo prejudicada pelo aumento de temperatura.

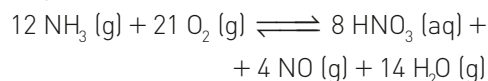
16. Alternativas corretas: 01, 04 e 08.

Análise das afirmativas incorretas:

[02] Incorreta, pois o catalisador aumenta a velocidade de uma reação diminuindo a energia de ativação.

[16] Incorreta, pois a diminuição da pressão desloca o equilíbrio no sentido onde há maior número de mol de espécies gasosas, que nesse caso é o sentido dos reagentes.

17. a) Multiplicando-se as etapas 1, 2 e 3 por 3, 6 e 4, respectivamente, teremos:



b) O maior rendimento é obtido no teste 4, pois a reação direta é exotérmica, sendo favorecida pela diminuição de temperatura; além disso, a diminuição de pressão favorece a formação de produtos devido ao maior número de mol de espécies gasosas presente.

18. Alternativa b.

Uma diminuição de volume deslocaria o equilíbrio no sentido dos reagentes, onde existe um menor número de mol de gases.

19. Alternativa c.

Como o HCl é um catalisador, não irá influenciar o equilíbrio.

20. Alternativas corretas: 02, 08 e 16.

[01] Incorreta, pois a diminuição na concentração dos reagentes desloca o equilíbrio para a esquerda.

[04] Incorreta, diminuindo a pressão, o equilíbrio é deslocado no sentido onde há um menor número de mol de gás, nesse caso, os reagentes.

21. a) A razão aumenta.

b) Com o esforço físico, uma maior quantidade de ATP reage, formando ADP e H^+ , que por sua vez reage com a fosfocreatina, formando creatina; assim, quanto maior a concentração de H^+ , maior será a conversão de fosfocreatina em creatina.

c) A proporção em mol entre creatina e ATP é de 1:1, então:

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol de creatina} & \text{—} & 131 \text{ g} \\
 x & \text{—} & 3 \text{ g}
 \end{array}$$

$$x = 0,0229 \text{ mol de creatina} = 0,0229 \text{ mol de ATP}$$

$$1 \text{ mol de ATP} \text{ — } 11,5 \text{ kcal}$$

$$0,0229 \text{ mol} \text{ — } y$$

$$y = 0,263 \text{ kcal}$$

Leia, analise e responda – O equilíbrio é mesmo necessário? (p. 541)

1. Resposta pessoal do aluno.

2. Resposta pessoal do aluno.

3. Resposta pessoal do aluno.

Unidade 8 – Equilíbrio iônico

O pH, de modo geral, chama a atenção dos alunos pela possibilidade de se fazer relações com produtos do cotidiano. É nesse momento que retomamos os conceitos aprendidos em Funções inorgânicas (unidade 6, volume 1) e agregamos a eles informações referentes a equilíbrios iônicos em meio aquoso.

Quando o aluno se depara com o cálculo logarítmico, a tendência é se assustar. Cabe ao professor simplificar a matemática envolvida no assunto e dar mais ênfase aos conceitos químicos.

Os demais capítulos da unidade também requerem um bom domínio da unidade anterior, já que podem ser encarados como um aprofundamento de equilíbrio químico.

O capítulo 32 requer um cuidado maior em sua condução, porque, além de algumas dificuldades inerentes a ele, há também queixas da dificuldade de interpretar os enunciados dos exercícios.

Devemos considerar que alguns de nossos alunos apresentam problemas e deficiências no manuseio de textos e, por isso, precisamos ajudá-los a superar esse obstáculo para que esse empecilho não atrapalhe o entendimento da Química.

Sugerimos abordar os capítulos sempre a partir de um exemplo do cotidiano do aluno ou, quando possível, com uma experimentação prática, para que o assunto fique menos complicado.

Objetivos da unidade

- Representar a constante de ionização de ácidos e bases;
- quantificar a $[H^+]$ e a $[OH^-]$ em solução aquosa;
- relembrar o conceito de indicadores;
- entender a hidrólise salina;
- representar a constante do produto de solubilidade.

Ideias iniciais

Exemplos de conceitos já estudados: íons, potabilidade da água, equilíbrio, ionização, concentração de íons em solução e solução-tampão.

Exemplos de conceitos desconhecidos: dureza da água (água com altos teores de íons Ca^{+2} e Mg^{+2}), autoionização da água, pH.

Será interessante que, ao fim do estudo da unidade, os alunos efetivamente retomem as listas feitas e avaliem o que aprenderam.

Materiais de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para apoiar você nas pesquisas que são solicitadas aos alunos. É recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do YouTube). Endereços eletrônicos acessados em 14 jun. 2018.

- Demonstração do efeito tampão de comprimidos efervescentes com extrato de repolho roxo (experimento em que são utilizados extrato de repolho roxo e comprimido efervescente para se chegar ao conceito de solução-tampão) — *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 33: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/exper2.pdf>>.
- Extrato de repolho roxo como indicador universal de pH (experimento em que é construída uma escala de padrões de pH utilizando extrato de repolho roxo como indicador, a partir do qual é feita a classificação de diferentes soluções aquosas de acordo com sua acidez ou basicidade) — *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 32: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/exper1.pdf>>.
- YouTube — Vídeo mostra aula sobre pH e pOH: <www.youtube.com/watch?v=iaFwSP3WF1A>.
- Informações sobre prevenção de cálculos renais: <<http://drauziovarella.com.br/homem-2/calculo-renal>>; <www.calculorenal.org>.

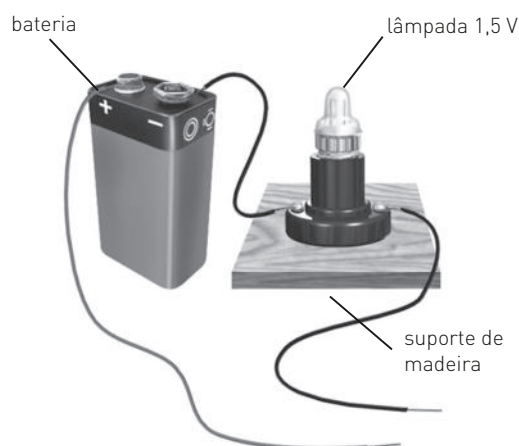
Objetivos do capítulo

- Compreender o comportamento dos ácidos e das bases em solução aquosa;
- por meio da Lei de diluição de Ostwald, relacionar a constante de ionização com a concentração em mol/L e com o grau de ionização de monobases;
- quantificar a constante de ionização.

Sugestões de abordagem

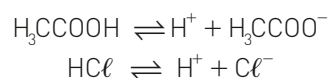
Levar para a sala de aula soluções de ácido acético e ácido clorídrico e comparar as suas condutibilidades elétricas.

Essa comparação pode ser feita utilizando uma aparelhagem bem simples já utilizada na Atividade experimental do capítulo 21 do volume 1: Verificando a condutibilidade elétrica.



Luis Moura/Arquivo da editora

Em seguida, apresentar os equilíbrios abaixo, discutindo quais espécies prevalecem. A partir disso, introduzir o conceito de constante de ionização.

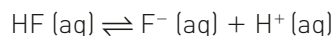


(p. 549)

A resposta é não; como há uma mudança do solvente, necessariamente há uma mudança em relação ao grau de ionização do ácido.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 550)

1. A solução de HZ, pois apresenta a maior concentração de íons.
2. Quanto maior a quantidade de íons, maior o grau de ionização (α) e maior o valor de K_a .
 $K_a(\text{HY}) < K_a(\text{HX}) < K_a(\text{HZ})$
3. Um ácido pode ser considerado forte quando o valor de K_a é muito elevado. HZ pode ser considerado um ácido forte.
4. Na solução de HZ (o ácido mais forte).
5. Alternativa d.
No equilíbrio, devemos encontrar todas as espécies: H_2X , KX^- , X^{2-} e H_3O^+ .
6. a) $\text{HNO}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq})$
 $\text{H}_3\text{CCOOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{CCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$



$$\text{b) } K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_3\text{CCOO}^-]}{[\text{H}_3\text{CCOOH}]}$$

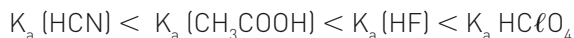
$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

- c) Quanto maior o valor de K_a , mais forte será o ácido:
 $K_a(\text{HCN}) < K_a(\text{H}_3\text{CCOOH}) < K_a(\text{HNO}_2) < K_a(\text{HF})$
- d) O ácido de menor K_a é o que apresenta o maior valor de pK_a ; no nosso caso, é o HCN.

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 551)

1. Alternativa e.

Quanto maior o valor de K_a , maior é o grau de ionização e mais forte será o ácido.



2. Alternativa c.

O HI é o ácido que possui o maior valor de K_a , sendo assim o ácido mais forte. Por ionizar em um grau maior, sua solução aquosa apresentará a maior condutibilidade elétrica.

3. Alternativa b.

Quanto maior o valor de K_a , maior é a concentração de íons H_3O^+ .

4. Alternativa d.

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

– Quanto maior o $\text{p}K_a$, menor será a acidez do composto.

– Quanto menor o $\text{p}K_a$, maior será a acidez do composto.

Maior acidez: III (0,38).

Menor acidez II: (9,89).

5. Alternativa d.

Quanto menor o valor de K_b , menor será a basicidade do composto.

6. Alternativa a.

$$7. a) K_a = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \eta = 1,6 \cdot 10^{-7}$$

Como se trata de um ácido fraco (pequeno valor de K_a), o grau de ionização é pequeno e podemos considerar $1 - \alpha \cong 1$ e $K_a = \alpha^2 \cdot \eta$.

Assim:

$$K_a = \alpha^2 \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 1,6 \cdot 10^{-7} \Rightarrow \alpha = \sqrt{16 \cdot 10^{-6}} = 4 \cdot 10^{-3} = 0,4\%$$

b) Aqui também vamos usar a aproximação $K_a = \alpha^2 \cdot \eta$:

$$\alpha^2 \cdot 1 \cdot 10^{-4} = 1,6 \cdot 10^{-7} \Rightarrow \alpha = \sqrt{16 \cdot 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-2} = 4\%$$

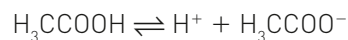
8. Alternativa e.

O único fator que altera a constante de equilíbrio é a temperatura. Assim, a diluição não irá modificar a constante de ionização. Para uma base fraca, como o NH_4OH , temos: $K_b = a^2 \cdot \eta$.

Com a diluição ocorre a diminuição de η . Como o valor de K_b não se altera, verificamos um aumento do grau de ionização (α).

9. Alternativa a.

Teremos:



	$[\text{H}_3\text{CCOOH}]$	$[\text{H}^+]$	$[\text{H}_3\text{CCOO}^-]$
Início	0,02 mol/L	0	0
Reação	– x	+ x	+ x
Equilíbrio	0,02 – x	x	x

$$K_c = \frac{x^2}{0,02 - x} = 1,810^{-5} \Rightarrow x = 0,0006 \text{ mol/L}$$

10. Para a esquerda.

Adição de Na^+ (CH_3COO^-) irá aumentar a concentração de CH_3COO^- , aumentando a velocidade de reação inversa e deslocando o equilíbrio para a esquerda.

11. Diminui.

Como o equilíbrio foi deslocado para a esquerda, o número de moléculas de ácido acético que se ionizam diminui, e com isso o grau de ionização consequentemente também diminui.

12. Diminui.

Como o equilíbrio foi deslocado para a esquerda, a concentração de íons H^+ diminui.

13. Não se altera.

A constante de ionização não se altera, pois o único fator que influencia é a temperatura.

14. Alternativa d.

Levando em consideração o valor da constante de equilíbrio (K_a), o ácido acético é considerado um ácido fraco.

15. Para a esquerda.

Adição de NH_4^+ (H_3CCOO^-) irá aumentar a concentração dos cátions NH_4^+ e a velocidade da reação inversa, deslocando o equilíbrio para a esquerda.

16. Diminui, pois, com o equilíbrio deslocado para a esquerda, o número de moléculas de amônia que sofrem ionização diminui.

17. Diminui, pois o equilíbrio é deslocado para a esquerda.

18. Não se altera.

O único fator que altera K_b é a temperatura; sendo assim, a adição do sal não irá modificar o valor da constante de ionização.

19. Aumenta, pois o equilíbrio deslocado para a esquerda aumenta a concentração de NH_3 e o gás irá se desprender com maior facilidade.

Desafiando seus conhecimentos (p. 553)

1. Alternativa b.

Quanto maior a constante de equilíbrio, mais forte será o ácido:

$$\underbrace{1,0 \cdot 10^{-10}}_{\text{ác. fênico}} < \underbrace{4,3 \cdot 10^{-7}}_{\text{ác. carbônico}} < \underbrace{1,8 \cdot 10^{-5}}_{\text{ác. etanoico}} < \underbrace{7,6 \cdot 10^{-3}}_{\text{ác. fosfórico}}$$

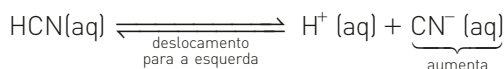
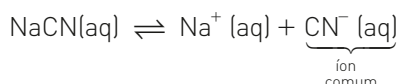
2. Alternativa d.

Quanto maior o valor de K_b , mais forte é a base. Assim, a dimetilamina é a base mais forte e a anilina é a base mais fraca.

3. Alternativa a.

Quanto menor o valor de K_a , menos acentuado é o caráter ácido do composto.

4. Alternativa a.



α diminui

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} \text{ permanece constante (T: constante)}$$

pH aumenta

$[\text{HCN}]$ aumenta

5. Alternativa a.

$$K_b = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \eta = \frac{(2,83 \cdot 10^{-3})^2}{(1 - 2,83 \cdot 10^{-3})} \cdot 2 \cong \frac{(2,83 \cdot 10^{-3})^2}{(1)} \cdot 2 \cong 1,6 \cdot 10^{-5}$$

6. Alternativa a.

Como o ácido acético é um ácido fraco ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, um valor baixo),

$$K_a = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \eta \cong \alpha^2 \cdot \eta = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \alpha^2 \cdot 1 = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \alpha^2 = 18 \cdot 10^{-6} \text{ e } \alpha \cong 0,4\%$$

7. Alternativa e.

Como o grau de ionização é pequeno,

$$K_a \cong \alpha^2 \cdot \eta = \left(\frac{0,45}{100}\right)^2 \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 4 \cdot 10^{-7}$$

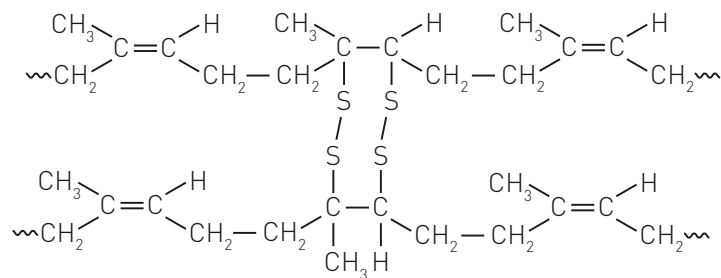
8. a) Na solução de HCl , já que a concentração de H^+ é maior.

b) Pela quantidade de bolhas formadas.

9. Alternativa d.

A borracha vulcanizada apresenta enxofre em sua estrutura tridimensional.

Estrutura da borracha vulcanizada



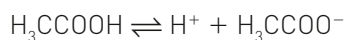
A queima dos pneus (fabricados com borracha vulcanizada) libera trióxido de enxofre gasoso (SO_3), um óxido ácido, responsável pela chuva ácida composta por ácido sulfúrico ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$).

A substância listada no quadro deverá apresentar o maior caráter básico para neutralizar o poluente que possui caráter ácido, ou seja, terá que apresentar o maior valor de constante de equilíbrio (nesse caso a concentração de ânions OH^- será maior). Isto ocorre em:

$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$	$K_{\text{eq}} = 2,8 \cdot 10^{-2}$
---	---

10. a) A lâmpada apresentou menor intensidade quando testada com a solução 3, pois esta possui um menor valor de K_a e, portanto, menor concentração de íons livres em solução.

b) De acordo com a estequiometria da reação, a proporção entre o H^+ e o ânion é de 1:1; assim, a concentração de ânion também será igual a 10^{-4} mol/L . Para calcular a concentração de ácido, temos:

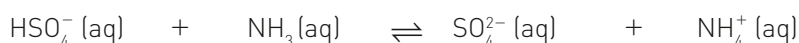


	$[\text{H}_3\text{CCOOH}]$	$[\text{H}^+]$	$[\text{H}_3\text{CCOO}^-]$
Início	x	0	0
Reação	-10^{-4} mol/L	$+10^{-4} \text{ mol/L}$	$+10^{-4} \text{ mol/L}$
Equilíbrio	$x - 10^{-4} \text{ mol/L}$	10^{-4} mol/L	10^{-4} mol/L

$$K_c = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{x - 10^{-4}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}.$$

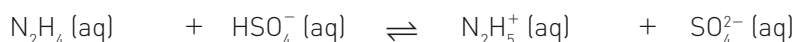
Complemento (p. 559)

1. a)



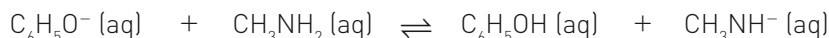
pares conjugados: HSO_4^- (ácido)/ SO_4^{2-} (base) e NH_4^+ (ácido)/ NH_3 (base)

b)



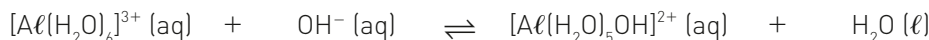
pares conjugados: HSO_4^- (ácido)/ SO_4^{2-} (base) e N_2H_5^+ (ácido)/ N_2H_4 (base)

c)



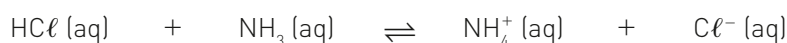
pares conjugados: CH_3NH_2 (ácido)/ CH_3NH^- (base) e $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ (ácido)/ $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ (base)

d)



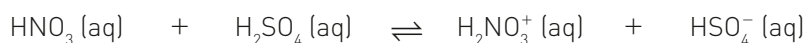
pares conjugados: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ (ácido)/ $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ (base) e H_2O (ácido)/ OH^- (base)

2. Alternativa b.



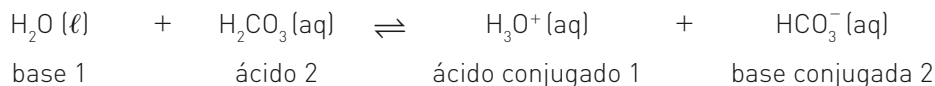
pares conjugados: HCl (ácido)/ Cl^- (base) e NH_4^+ (ácido)/ NH_3 (base)

3. Alternativa c.



pares conjugados: H_2SO_4 (ácido)/ HSO_4^- (base) e H_2NO_3^+ (ácido)/ HNO_3 (base)

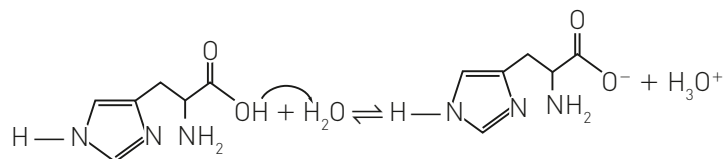
4. Alternativa b.



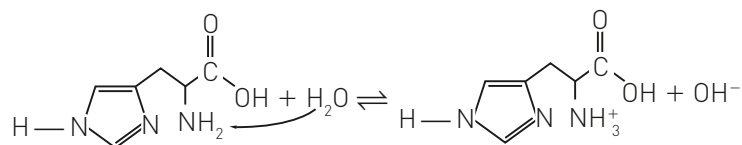
5. a) A histidina deve ser a mais solúvel, pois, além de apresentar maior número de grupos polares, sofre ionização ao interagir com a água.

b) A histidina pode atuar tanto como ácido quanto como base.

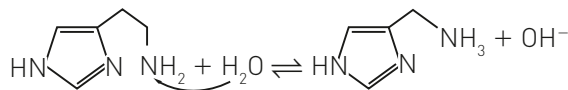
Histidina atuando como ácido:



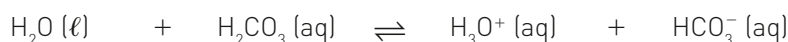
Histidina atuando como base:



A histamina só atua como base:



6. Alternativa c.



pares conjugados: H_2CO_3 (ácido)/ HCO_3^- (base) e H_3O^+ (ácido)/ H_2O (base)

7. Alternativa c.

De acordo com a teoria de Arrhenius, ácido é a espécie que em solução aquosa produz como único cátion, o íon H_3O^+ . O $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ não apresenta hidrogênios ionizáveis nem produz H_3O^+ em solução aquosa.

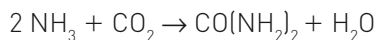
8. Alternativa b.

Quanto menor for a força do ácido, maior será a força da base conjugada, e vice-versa.

O H_2S é um ácido mais fraco que o H_2Se ; assim, a base HS^- é mais forte que a base HSe^- .

Como o átomo de S tem raio menor que o átomo de Se, a densidade de cargas em HS^- é maior.

9. a) Ureia; situação III:



Sulfato de amônio; situação II:



b) Em III. Nas demais situações, a amônia age como base, recebendo os H^+ doados por outros reagentes.

c) Sim. A reação I usa HNO_3 , que também exibe nitrogênio na fórmula, e produz adubo com mais nitrogênio.

10. Alternativa b.

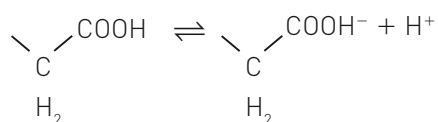
I. Correta. O K_a do ácido nítrico diminui quando dissolvido em etanol, e, quanto mais fraco é o ácido, mais forte será a base conjugada.

II. Incorreta. O ácido nítrico se comporta como ácido fraco ($K_a < 10^{-3}$) quando dissolvido em etanol.

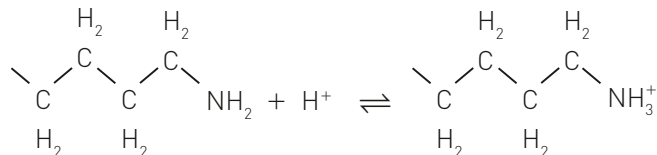
III. Correta. As duas substâncias se comportam como ácidos fortes quando dissolvidas em água, mas apenas o HClO_4 se comporta como ácido forte quando dissolvido no etanol.

IV. Incorreta. De acordo com o explicado em III.

11. Ácido de Arrhenius: ácido aspártico.

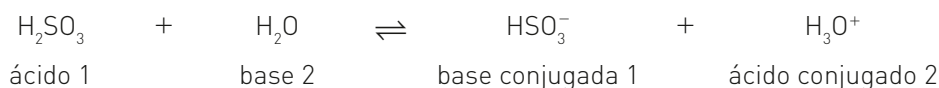


Base de Brønsted-Lowry: lisina



Cadeias apolares: serina, valina e fenilalanina; essas cadeias são constituídas apenas por C e H, o que as torna apolares.

12.

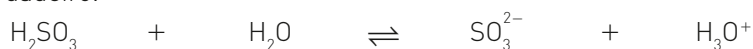


I. Verdadeiro.

II. Falso. Mesmo ácidos fracos formam soluções com $\text{pH} < 7$.

III. Falso. Como o ácido é fraco, o grau de ionização é baixo e a concentração de íons H^+ é muito menor que a do ácido.

IV. Verdadeiro.



V. Falso. O H_2SO_3 é mais forte que o HSO_3^- ; assim, a base conjugada do H_2SO_3 , que é o HSO_3^- , é mais fraca que o SO_3^{2-} .

13. Alternativa c.

Na teoria de Lewis, ácidos são espécies eletrófilas (receptores de elétrons) e bases são espécies nucleófilas (doadores de elétrons).

14. Alternativa d.

O alumínio possui octeto incompleto e pode atuar como ácido de Lewis.

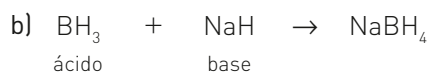
15. Alternativa c.

Bases de Lewis são espécies que possuem pares de elétrons não ligantes e que podem fornecê-los para estabelecer uma nova ligação covalente.

16. Alternativa b.

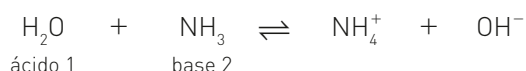
O boro possui octeto incompleto e pode atuar como ácido de Lewis (eletrófilo), recebendo elétrons de espécies nucleófilas.

17. a) N_2O , monóxido de dinitrogênio ou óxido nitroso.



O boro possui octeto incompleto e pode receber elétrons de uma substância nucleófila, que no caso é o hidreto H^- , que atua como base.

18. Alternativa b.



19. I. Verdadeira. A fenolftaleína é incolor em meio ácido.

II. Falsa. Ácido é toda substância que em água sofre ionização, formando como único cátion o H^+ .

III. Verdadeira.

IV. Verdadeira. A ureia atua doando prótons para a amônia.

V. Verdadeira.

20. Alternativa c.

21. Alternativa e.

Os átomos de N possuem um par de elétrons não ligantes que pode ser utilizado para criar uma nova ligação covalente.

22. I. Verdadeira. O alumínio possui octeto incompleto e pode receber elétrons, atuando como ácido de Lewis; esses elétrons provêm do átomo de oxigênio da água, que atua como base de Lewis.

II. Falsa. $\text{pH} < 7 \Rightarrow [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$

III. Verdadeira.

IV. Verdadeira. Para se comportar como ácido de Arrhenius, a substância deve produzir cátions H^+ .

V. Verdadeira.



(p. 564)

Não. Como a nomenclatura de Arrhenius é restrita ao meio aquoso, pelo conceito de que ácidos liberam H^+ , não conseguimos explicar, por exemplo, a seguinte reação: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{F}^+ + \text{HSO}_4^-$.

Para Brønsted e Lewis as nomenclaturas seriam, na ordem, sulfato de hidrogênio, fluoreto de hidrogênio, fluoreto de hidrogênio protonado e (mono)hidrogenossulfato.

Capítulo 30

Produto iônico da água e pH

Objetivos do capítulo

- Relacionar a faixa de pH com o caráter ácido-básico da solução;
- associar a faixa de pH à de pOH;
- quantificar o pH das soluções;
- relacionar indicadores ácido-básicos ao pH da solução;
- identificar o indicador mais apropriado para cada solução.

Sugestões de abordagem

Levar para a sala de aula o indicador universal e vários produtos domésticos (limão, vinagre, refrigerante, produtos de limpeza, bicarbonato, ácido mu-

riático e soda, por exemplo) e testar a acidez ou a basicidade de cada um. Dessa forma, pode ser feita uma relação de cada produto com o pH.

Em seguida, introduzir o conceito de produto iônico da água (K_w) e, posteriormente, de pH e pOH.

Veja no Algo a mais uma sugestão de trabalho.

Algo a mais

O pH de materiais de uso doméstico

Indicadores são substâncias que mudam de cor em função da acidez ou da basicidade de uma solução. Um indicador muito usado em laboratório, obtido pela mistura de alguns deles, é o denominado indicador universal, disponível no comércio ou encontrado no laboratório de sua escola.

Usando algumas tiras de papel desse indicador, podemos testar a acidez de vários materiais encontrados em nossa casa. Comparando as cores obtidas com o padrão impresso na embalagem, é possível organizar esses materiais de acordo com sua acidez crescente ou decrescente. A seguir, damos algumas sugestões; porém, em função do seu interesse, essa lista pode ser aumentada.

Material

- tiras de papel do indicador universal
- soluções aquosas de: sabão em pó, produtos com amoníaco
- limpa-forno, vinagre, refrigerantes, água filtrada, álcool comum, suco de limão

Procedimento

Usar uma tira diferente para cada solução e observar a cor obtida. Compará-la com o padrão impresso na embalagem e anotar o valor do pH encontrado. Em seguida, resolver estas questões:

1. Monte uma tabela, mostrando os materiais em ordem crescente de pH.
2. Determine, aproximadamente, a $[H^+]$, a $[OH^-]$ e o pOH de cada um dos materiais.
3. Colha amostras de urina e de saliva e determine o pH de cada uma usando o indicador universal. Indique qual apresenta a maior concentração hidrogeniônica.

EXPLORE SEU MUNDO (p. 575)

A resposta depende da realização do experimento pelos alunos.

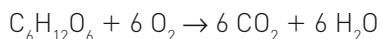
Conexão

Saúde (p. 576)

Condições de desequilíbrio no pH do sangue

1. A glicose: $C_6H_{12}O_6$.

A reação global para o processo descrito é:



2. Para a esquerda; alcalose.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 580)

1. I. $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

- II. $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \text{ mol/L}$$

- III. $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

2. $pH = -\log [H^+]$

$$\text{I. } pH = -\log (10^{-3}) = -(-3) \log 10 = 3$$

$$\text{II. } pH = -\log (10^{-5}) = -(-5) \log 10 = 5$$

$$\text{III. } pH = -\log (10^{-10}) = -(-10) \log 10 = 10$$

3. $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-13}$

Em uma solução neutra, $[H^+] = [OH^-]$; assim,

$$[H^+][OH^-] = 10^{-13}$$

$$[H^+]^2 = 10^{-13}$$

$$[H^+] = 10^{-6,5} \text{ mol/L} = [OH^-]$$

4. Solução neutra: $pH = 6,5$

$$[H^+] = 10^{-6,5} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log (10^{-6,5}) = -(-6,5) \log 10 = 6,5$$

Se $pH = 7 > 6,5$, a solução é básica.

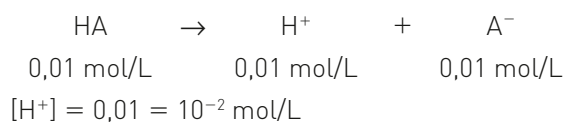
5. $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-13}$

$$-\log [H^+] + (-\log [OH^-]) = -\log (10^{-13})$$

$$pH + pOH = 13$$

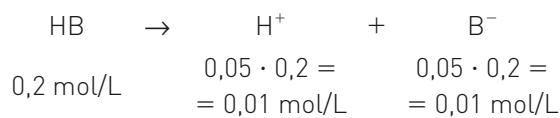
6. I. [B]; limpa-forno é uma solução concentrada de hidróxido de sódio (NaOH).
 II. (E); suco gástrico é composto de solução de HCl, entre outras substâncias.
 III. (D); amoníaco é uma solução de hidróxido de amônio, base mais fraca do que o NaOH.
 IV. (C); vinagre é uma solução aquosa de ácido acético, um ácido mais fraco que o HCl.
 V. (A); salmoura é uma solução de NaCl, um sal neutro.

7. Solução de HA:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (10^{-2}) = 2$$

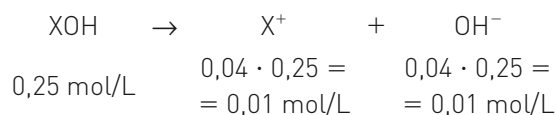
Solução de HB:



$$[\text{H}^+] = 0,01 = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (10^{-2}) = 2$$

Solução de XOH:



$$[\text{H}^+] = 0,01 = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (10^{-2}) = 2$$

$$\text{Mas } \text{pH} + \text{pOH} = 14, \text{ então } \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2 = 12.$$

8. $5 < 6,4$, predomina a espécie H_2CO_3 .

9. $6,4 < 8 < 10,3$, predomina a espécie HCO_3^- .

10. $11 > 10,3$, predomina a espécie CO_3^{2-} .

11. De acordo com o gráfico, $[\text{HCO}_3^-] = [\text{CO}_3^{2-}]$ quando $\text{pH} = 10,3$.

12. De acordo com o gráfico, $[\text{HCO}_3^-] = [\text{H}_2\text{CO}_3]$ quando $\text{pH} = 6,4$.

13. Alternativa c.

Durante a noite a respiração das plantas produz CO_2 que, em água, produz H_2CO_3 , que faz com que o pH diminua. Durante o dia o pH tende a aumentar, pois com a fotossíntese as plantas consomem CO_2 .

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 581)

1. Alternativa a.

A mistura com maior pH apresentará maior caráter básico.

2. Alternativa b.

De acordo com o texto, as hortênsias produzirão flores azuis em solos ácidos, que apresentam $\text{pH} < 7$, ou seja, em solos húmiferos e arenosos.

3. Alternativa a.

$\text{pH} > 7$: meio básico

$\text{pH} < 7$: meio ácido

De acordo com o enunciado da questão, temos:

Sangue humano: $\text{pH} = 7,4$.

Leite: $\text{pH} = 6,5$.

Suco de limão: $\text{pH} = 2,5$.

Água sanitária: $\text{pH} = 11,5$.

4. I. b.

II. a, d, f, g, h.

III. c, e.

5. Alternativa b.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 5$$

6. Alternativa d.

$$5 = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L.}$$

7. Alternativa e.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pOH} = -\log 10^{-6} \Rightarrow \text{pOH} = 6$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} + 6 = 14 \Rightarrow \text{pH} = 8$$

8. Calculando o pH dos efluentes através da fórmula $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ e da relação $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, teremos:

A: $\text{pH} = 2$; B: $\text{pH} = 11$; C: $\text{pH} = 6$; D: $\text{pH} = 6,5$. Assim, apenas as indústrias C e D poderão lançar seus efluentes no rio.

9. Alternativa c.

Ordem crescente de acidez das soluções:

$4 < 3 < 2 < 1$, sendo que 1 e 2 são soluções ácidas e 3 e 4 são soluções básicas.

O pH da solução 3 é igual a 8, o que significa que seu pOH é igual a 6; sendo assim, a $[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol/L}$.

- 10.- Suco de laranja: pH de maior acidez = 3 $\Rightarrow 3 = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$.
 - Suco de tomate: pH de maior acidez = 4 $\Rightarrow 4 = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$.

$$\frac{[\text{H}^+]_{\text{laranja}}}{[\text{H}^+]_{\text{tomate}}} = \frac{10^{-3} \text{ mol/L}}{10^{-4} \text{ mol/L}} = 10$$

11. Alternativa c.

Do diálogo apresentado, pode-se depreender que os ursos já sabiam:

Global warming: aquecimento global.

Fossil fuels: combustíveis fósseis.

Rising seas: elevação dos mares.

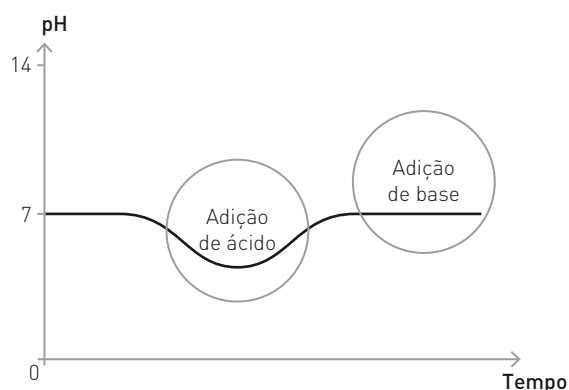
Acid levels: níveis de ácido.

12. Alternativa b.

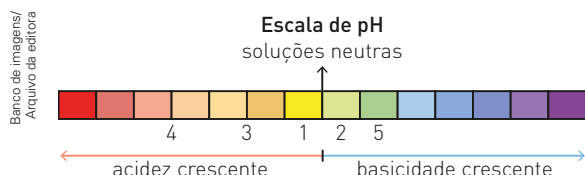
Com o aumento da concentração de CO_2 , a velocidade de reação direta aumenta e com isso o equilíbrio é deslocado para a direita, aumentando a concentração de H^+ e diminuindo o pH.

13. Alternativa c.

Com a adição de ácido sulfúrico ocorre o aumento da concentração de íons de H^+ , consequentemente o pH diminui. Com a adição de uma substância básica, a concentração de íons H^+ volta a diminuir, atingindo seu patamar inicial.



14. a) Distribuição das amostras 1 a 5 na escala de pH:



- b) Cálculo da concentração de íons H_3O^+ :

pH = 3 {amostra de maior acidez}

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

$3 = -\log [\text{H}^+]$

$[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L} = 0,001 \text{ mol/L}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$ ou $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 \text{ mol/L}$

15. a) Tabela preenchida:

Produto	$[\text{H}^+]$	pH
Refrigerante	10^{-3}	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-3} = 3$
Alvejante caseiro	$10^{-12,5}$	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-12,5} = 12,5$
Vinho	$10^{-3,5}$	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-3,5} = 3,5$
Leite de magnésia	10^{-10}	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-10} = 10$
Cerveja	$10^{-4,5}$	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-4,5} = 4,5$

- b) No leite de magnésia $[\text{H}^+] = 10^{-10}$. Então:

$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$10^{-10} \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$

Os produtos da tabela com propriedades ácidas ($\text{pH} < 7$) para neutralizar o pH do leite de magnésia são o vinho ($\text{pH} = 3,5$) e a cerveja ($\text{pH} = 4,5$).

16. Alternativa a.

Quanto menor o pH, maior é o potencial desmineralizador da bebida, devido à maior acidez; assim, o chá tem um menor potencial desmineralizador, pois tem a menor concentração de $[\text{H}^+]$.

17. Alternativa e.

Análise das afirmações:

- Incorreta. Quando o pH aumenta, a acidez diminui.
- Correta. A 18ª amostra tem o maior pH, portanto é a menos ácida.
- Correta. Quando existe uma diferença de 1 unidade entre os pH, a concentração de íons $[\text{H}^+]$ varia dez vezes.
- Correta. Apenas chuvas com $\text{pH} < 5,5$ são consideradas ácidas.

18. Alternativa d.

Quanto menor o valor do pH, maior é a acidez do meio. O pH é uma escala logarítmica na base 10; assim, cada unidade na escala de pH equivale a uma diferença de 10 vezes nos valores das concentrações.

Chuva normal: $\text{pH} = 5,5 \therefore [\text{H}^+] = 10^{-5,5} \text{ mol/L}$.

Chuva ácida: $\text{pH} = 4,5 \therefore [\text{H}^+] = 10^{-4,5} \text{ mol/L}$.

$$\frac{[\text{H}^+] \text{ chuva ácida}}{[\text{H}^+] \text{ chuva normal}} = \frac{10^{-4,5} \text{ mol/L}}{10^{-5,5} \text{ mol/L}} = 10$$

19. Alternativa a.

$$[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

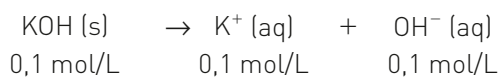
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-2} \Rightarrow \text{pH} = 2$$

20. Alternativa d.

Para calcular o pH, vamos determinar a concentração de íons OH^- em mol/L:

$$n_{\text{KOH}} = \frac{m}{M} = \frac{5,6 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol KOH}; m_{\text{KOH}} =$$

$$= \frac{n_{\text{KOH}}}{V} = \frac{0,1}{1} = 0,1 \text{ mol/L}$$



$$[\text{OH}^-] = 0,1 = 10^{-1} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = 1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} + 1 = 14 \Rightarrow \text{pH} = 13$$

21. Alternativa b.

Quantidade de HCl em 1,0 mL de solução 0,1 mol/L:

$$\begin{array}{ccc} 1000 \text{ mL} & \text{-----} & 0,1 \text{ mol} \\ 1,0 \text{ mL} & \text{-----} & n_{\text{HCl}} = 0,0001 \text{ mol} \end{array}$$

$$V_{\text{total}} = 1,0 + 9,0 = 10 \text{ mL ou } 0,01 \text{ L}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{total}}} = \frac{0,0001 \text{ mol}}{0,01 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol/L}$$

Sendo o HCl um ácido monoprótico,

$$[\text{H}^+] = [\text{HCl}] = 0,01 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 2$$

22. Alternativa d.

$$[\text{HCl}] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

$$0,1 \text{ mol} \text{ ----- } 1 \text{ L}$$

$$n_{\text{HCl}} \text{ ----- } 0,1 \text{ L}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ mol}$$

$$V_{\text{total}} = 100 + 900 = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

$$[\text{HCl}]' = [\text{H}^+] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,01) = -\log 10^{-2}$$

$$\text{pH} = 2$$

23. Alternativa d.

Para que o pH aumente de 4,6 para 6,6 a concentração de H^+ deve diminuir 100 vezes; para isso, seu volume deverá ser aumentado em 100 vezes.

24. Alternativa a.

Tubo 1 = Indicador: alaranjado de metila

A solução-tampão tem $\text{pH} = 7$, logo a solução do tubo 1 apresentará coloração amarelada ($\text{pH} > 4,4$).

Tubo 2 = Indicador: tornassol azul

A solução-tampão tem $\text{pH} = 7$, logo a solução do tubo 2 apresentará coloração azul-violeta ($\text{pH} > 6,9$).

Tubo 3 = Indicador: fenolftaleína

A solução-tampão tem $\text{pH} = 7$, logo a solução do tubo 3 será incolor ($\text{pH} < 8,2$).

25. Alternativa a.

$$[\text{HNO}_3]_{\text{solução I}} = [\text{H}^+] = 0,0001 \text{ mol/L} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-4} = 4$$

$$[\text{HNO}_3]_{\text{solução II}} = [\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 10^{-1} = 1$$

$$1 < 1,2$$

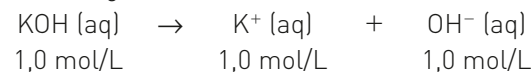
$$4 > 2,8$$

$$4 < 4,4$$

Conclusão: púrpura de m-cresol (intervalo de pH de viragem 1,2-2,8).

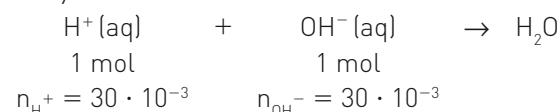
26. Alternativa c.

Se o pH da solução resultante é 7, temos uma solução neutra e podemos considerar que todo o OH^- reagiu:

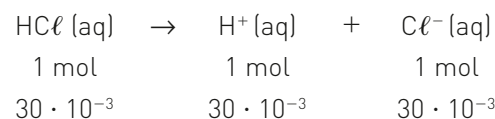


$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = [\text{OH}^-] \cdot V =$$
$$= 1 \cdot 30 \cdot 10^{-3} \text{ mol OH}^-$$

Reação entre ácido e base:



Volume de solução de HCl necessário:

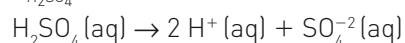


$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} \Rightarrow 8,0 \cdot 10^{-2} = \frac{30 \cdot 10^{-3}}{V} \Rightarrow$$
$$\Rightarrow V = 0,6 \text{ L ou } 600 \text{ mL}$$

27. Alternativa d.

Teremos:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,01 \text{ mol/L} \cdot 100 \text{ L} = 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

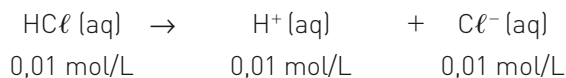


1 mol de H_2SO_4 dá origem a 2 mol H^+ , então precisamos de uma solução que forneça 2 mol de íons OH^- para neutralizar todo o ácido. A alternativa que fornece essa quantidade de OH^- é a de letra d, pois:

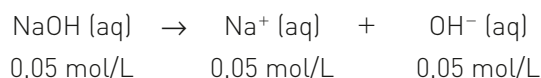
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow 2 = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] =$$
$$= 0,01 \text{ mol/L} \cdot 200 \text{ L} = 2 \text{ mol OH}^-$$

28. Apenas a solução III terá pH resultante menor que 7.

Solução I:



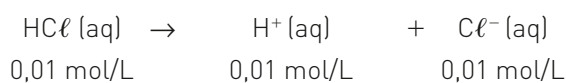
$$[\text{H}^+] = \frac{n_{\text{H}^+}}{V} \Rightarrow 0,01 = \frac{n_{\text{H}^+}}{15 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow \\ \Rightarrow n_{\text{H}^+} = 15 \cdot 10^{-5} \text{ mol H}^+$$



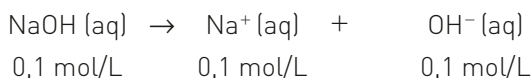
$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 0,05 \cdot 30 \cdot 10^{-3} = \\ = 15 \cdot 10^{-4} \text{ mol OH}^-$$

$$n_{\text{OH}^-} > n_{\text{H}^+} \therefore \text{pH} > 7$$

Solução II:



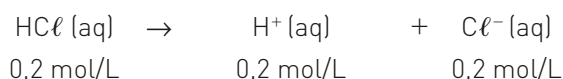
$$[\text{H}^+] = \frac{n_{\text{H}^+}}{V} \Rightarrow 0,01 = \frac{n_{\text{H}^+}}{5 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow n_{\text{H}^+} = \\ = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol H}^+$$



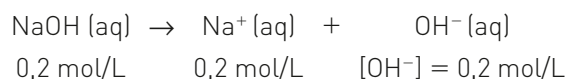
$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 0,1 \cdot 5 \cdot 10^{-3} = \\ = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol OH}^-$$

$$n_{\text{OH}^-} > n_{\text{H}^+} \therefore \text{pH} > 7$$

Solução III:



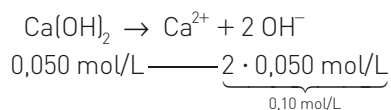
$$[\text{H}^+] = \frac{n_{\text{H}^+}}{V} \Rightarrow 0,2 = \frac{n_{\text{H}^+}}{30 \cdot 10^{-3}} \\ n_{\text{H}^+} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}^+$$



$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 0,2 \cdot 15 \cdot 10^{-3} = \\ = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol OH}^-$$

$$n_{\text{OH}^-} < n_{\text{H}^+} \Rightarrow \text{pH} < 7$$

29.a) Solução de $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



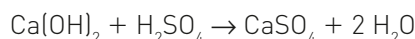
$$[\text{OH}^-] = 0,10 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-1} = 1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 13 \text{ (azul)}$$

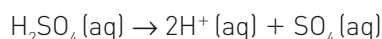
b) 10 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,100 mol $\cdot$ L⁻¹ com 30 mL de H_2SO_4 0,100 mol $\cdot$ L⁻¹



$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2}: 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,01 \text{ L} = 0,001 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4}: 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,03 = 0,003 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Pela estequiometria da reação, concluímos que 0,002 mol de H_2SO_4 não será neutralizado pelo $\text{Ca}(\text{OH})_2$; então teremos:



Cada mol de H_2SO_4 fornece 2 mol de H^+ ; assim, restará 0,004 mol de H^+ no sistema.

A $[\text{H}^+]$ se dá por:

$$C = \frac{n}{V} \rightarrow C = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,04 \text{ L (10 mL + 30 mL)}} =$$

$$= 0,1 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log 0,1 \Rightarrow \text{pH} = \\ = 1 \text{ (rosa)}$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 586)

1. Alternativa b.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$12 + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 2$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$2 = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,01 \text{ mol/L.}$$

2. Alternativa e.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} = 14 - 4$$

$$\text{pOH} = -\log (1 \cdot 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 10,0$$

$$\text{pOH} = 4,0$$

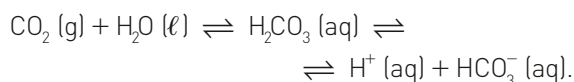
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

3. Alternativa d.

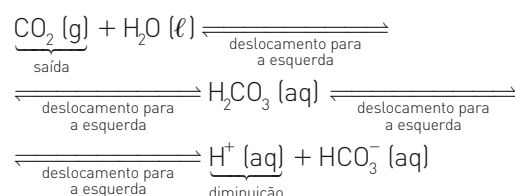
A amônia em água forma o hidróxido de amônio (NH_4OH), ou seja, uma base, que apresenta $\text{pH} > 7$.

4. Alternativa a.

O gás carbônico introduzido na água mineral provoca a diminuição do pH, ou seja, a diminuição da basicidade.



A saída do gás carbônico, quando a garrafa é aberta, provoca a diminuição da concentração de H^+ e, consequentemente, o pH aumenta, ou seja, fica mais alto.



5. Alternativa c.

Teremos:

$$\text{pH} = 3$$

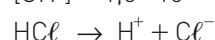
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$10^{-3} \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

6. Alternativa c.

Os nutrientes solúveis em água são absorvidos. Observe o intervalo no qual compostos pouco solúveis não se formam, ou seja, haverá absorção de nutrientes:

Elementos presentes nos nutrientes	pH do solo									
	4	5	6	7	8	9	10	11		
Fósforo	Formação de fosfatos de ferro e de alumínio, pouco solúveis em água				Formação de fosfatos de cálcio, pouco solúveis em água					
Magnésio					Formação de carbonatos pouco solúveis em água					
Nitrogênio	Redução dos íons nitrato a íons amônio									
Zinco					Formação de hidróxidos pouco solúveis em água					

6 7

Reprodução/Arquivo da editora

7. Alternativa b.

$\text{pH} > 7$ implica características básicas.

Pontos de coleta	Valor do pH
Entre a segunda e a terceira indústria	7,5 (básico)
Entre a terceira e a quarta indústria	7,0 (neutro)

De acordo com a tabela fornecida, a indústria que descarta um efluente com características básicas é a segunda.

8. a) Água mineral B, pois tem $\text{pH} > 7$.

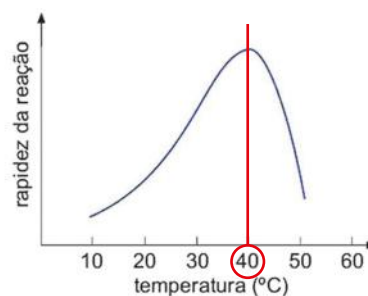
b) Da água mineral A para a água mineral B o pH varia em 4 unidades; assim a $[\text{H}^+]$ varia 10^4 vezes, pois

$$\text{pH} = 6 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

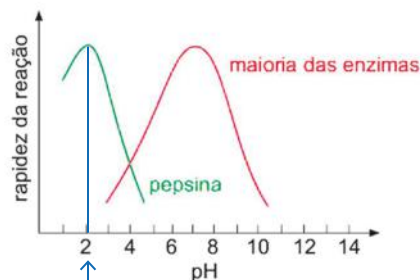
$$\text{pH} = 10 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

9. Alternativa c.

A partir da análise dos gráficos, vem:



Banco de imagens/Arquivo da editora



(<http://docentes.esalq.usp.br>. Adaptado.)

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$2 = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HCl}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Conclusão: a albumina é transformada mais rapidamente a 40 °C em solução de HCl 10^{-2} mol/L .

10. Alternativa c.

Como o pH da amostra A é 1 unidade menor que o pH da amostra B, a $[\text{H}^+]$ é 10 vezes maior na amostra A.

- 11.a) A água com maior acidez, ou seja, que apresenta o menor pH, é a água 1.

A água mais ácida:

$$\text{pH} = 4,1$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4,1}$$

A água menos ácida:

$$\text{pH} = 7,2$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-7,2}$$

Relação de acidez entre elas:

$$\frac{10^{-4,1}}{10^{-7,2}} = 10^{-4,1+7,2} = 10^{3,1}$$

1000 vezes mais ácida.

- b) A solução aniônica será a maior.

12. Alternativa e.

Se o pH = 9, então o pOH = 5; assim, $[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol/L}$. Analogamente, quando pH = 8, $[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol/L}$. Como a concentração de íons OH^- está diminuindo, é necessário fazer uma diluição, então:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 \Rightarrow 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ L} = C_2 \cdot (2 + V_{\text{H}_2\text{O}}) \Rightarrow \Rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ L}$$

13. Alternativa a.

Teremos:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(2,5 \cdot 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 4 - \log 2,5$$

$$\text{pH} = 4 - \log \frac{5}{2}$$

$$\text{pH} = 4 - (\log 5 - \log 2)$$

$$\text{pH} = 4 - 0,7 + 0,3 = 3,6$$

$$\text{pH} = 3,6$$

14. Alternativa d.

$$\eta = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{0,056}{56 \cdot 0,1} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

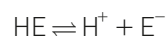
$$[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 2$$

$$\text{pH} = 12$$

15. Alternativa d.

Teremos:



$$K_{\text{ionização}} = \frac{\alpha^2 \cdot [\text{HE}]}{(1 - \alpha)}$$

$$K_{\text{ionização}} = \frac{(0,20)^2 \cdot 0,01}{(1,00 - 0,20)}$$

$$K_{\text{ionização}} = \frac{4,0 \cdot 10^{-4}}{0,80}$$

$$K_{\text{ionização}} = 5 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot [\text{HE}]$$

$$[\text{H}^+] = 0,20 \cdot 0,01 = 2,0 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log(2,0 \cdot 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 3 - \log 2 = 3 - 0,3$$

$$\text{pH} = 2,7$$

- 16.a) Teremos:

HX	$\rightarrow$	H^+	+	X^-	
0,2		0		0	(início)
$-0,01 \cdot 0,2$		$+0,01 \cdot 0,2$		$+0,01 \cdot 0,2$	(durante)
0,198		0,002		0,002	(equilíbrio)
$[\text{H}^+] = 0,002 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$					
$\text{pH} = -\log 2 \cdot 10^{-3} = 3 - \log 2$					
$\text{pH} = 3 - 0,30 = 2,70$					

- b) Cálculo da constante de ionização do ácido genericamente indicado como HX:

HX	$\rightarrow$	H^+	+	X^-	
0,2		0		0	(início)
$-0,01 \cdot 0,2$		$+0,01 \cdot 0,2$		$+0,01 \cdot 0,2$	(durante)
0,198		0,002		0,002	(equilíbrio)
$K_i = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]} = \frac{0,002 \cdot 0,002}{0,198} = 2,02 \cdot 10^{-5}$					

17. Alternativas corretas: 02, 08 e 16.

[01] Incorreta. Uma solução cujo pH 6,0 é levemente ácida.

[02] Correta.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+], \text{ para um pH} = 6,0, [\text{H}^+] = 10^{-6}$$

[04] Incorreta. Uma solução de pH 4,0 possui uma concentração de prótons 100 vezes maior que uma concentração de pH = 6.

$$\text{pH} = 6 \therefore [\text{H}^+] = 10^{-6}$$

$$\text{pH} = 4 \therefore [\text{H}^+] = 10^{-4}$$

$$\frac{10^{-4}}{10^{-6}} = 10^2 = 100$$

[08] Correta.

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

[16] Correta.

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-6}}{10^{-7}} = 10^1 \text{ mol/L}$$

18. Alternativa d.

- [a] Incorreta. O ácido presente no estômago é o ácido clorídrico.
 [b] Incorreta. Esse valor de pH indica uma região de neutralidade.
 [c] Incorreta. A concentração de íons $[H^+] = 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.
 [d] Correta.

$$\text{pH} = 2 \therefore [H^+] = 10^2$$

$$\text{pH} = 8 \therefore [H^+] = 10^8$$

$$\frac{10^8}{10^2} = 10^6$$

19. Alternativa a.

$$\text{pOH} = 8,21$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} + 8,21 = 14$$

$$\text{pH} = 5,79 \Rightarrow [H^+]_{\text{poço}} = 10^{-5,79} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_{\text{água mineral}} = 6,79 \quad (\text{de acordo com o rótulo})$$

$$[H^+]_{\text{água mineral}} = 10^{-6,79} \text{ mol/L}$$

$$\text{Razão} = \frac{[H^+]_{\text{água mineral}}}{[H^+]_{\text{poço}}} = \frac{10^{-6,79} \text{ mol/L}}{10^{-5,79} \text{ mol/L}} = 10^{-1} = 0,1$$

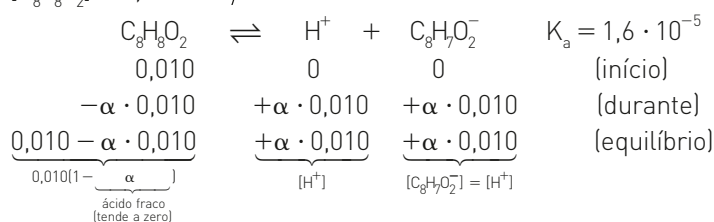
20. a) O gás presente na água com gás é o CO_2 , que tem caráter ácido, pois em água forma o ácido carbônico (H_2CO_3); assim, a acidez da água tende a diminuir conforme o gás é eliminado, então a cor da solução varia de amarelo até verde.

b) O indicador começa a mudar de cor quando o $\text{pH} = 6$ e $[H^+] = 10^{-6} \text{ mol/L}$, como a $[H^+]$ inicial era de 10^{-5} mol/L , a concentração teve uma variação de 10 vezes.

21. Alternativa c.

22. a) O valor do K_a do ácido sórbico (a 25°C) é $1,6 \cdot 10^{-5}$.

$$[C_8H_8O_2] = 0,010 \text{ mol/L}$$



$$[C_8H_8O_2] = 0,010(1 - 0) = 0,010 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_8H_7O_2^-]}{[C_8H_8O_2]}$$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [H^+]}{[C_8H_8O_2]}$$

$$1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{[H^+] \cdot [H^+]}{10^{-2}}$$

$$[H^+]^2 = 1,6 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-2} = 1,6 \cdot 10^{-7} = 16 \cdot 10^{-8}$$

$$[H^+] = \sqrt{16 \cdot 10^{-8}} \Rightarrow [H^+] = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(4 \cdot 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 4 - \log 4$$

$$\text{pH} = 4 - 0,6 \Rightarrow \text{pH} = 3,4$$

- b) A solubilidade do ácido sórbico, por 100 g de água, é de 0,150 g (a 25 °C) e 0,340 g (a 40 °C). Então:
 Massa específica = 1,00 g/mL; 50 mL $\Rightarrow$ 50 g.
 40 °C; Solubilidade = 0,340 g/100 g H₂O
 100 g ——— 0,340 g de ácido sórbico
 50 g ——— $m_{\text{ácido sórbico}}$
 $m_{\text{ácido sórbico}} = 0,170 \text{ g}$
 25 °C; Solubilidade = 0,150 g/100 g H₂O
 100 g ——— 0,150 g de ácido sórbico
 50 g ——— $m'_{\text{ácido sórbico}}$
 $m'_{\text{ácido sórbico}} = 0,075 \text{ g}$
 $m_{\text{precipitado}} = m_{\text{ácido sórbico}} - m'_{\text{ácido sórbico}}$
 $m_{\text{precipitado}} = 0,170 \text{ g} - 0,075 \text{ g}$
 $m_{\text{precipitado}} = 0,095 \text{ g}$

23. Alternativa c.

Teremos:

Para NaOH:

$$\begin{array}{rcl} 0,100 \text{ mol} & \text{—} & 1000 \text{ mL} \\ n_{\text{OH}^-} & \text{—} & 100 \text{ mL} \end{array}$$

$$n_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ mol.}$$

Para KOH:

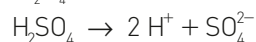
$$\begin{array}{rcl} 0,100 \text{ mol} & \text{—} & 1000 \text{ mL} \\ n_{\text{OH}^-} & \text{—} & 100 \text{ mL} \end{array}$$

$$n_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ mol.}$$

Para H₂SO₄:

$$\begin{array}{rcl} 0,100 \text{ mol} & \text{—} & 1000 \text{ mL} \\ n_{\text{H}_2\text{SO}_4} & \text{—} & 105 \text{ mL} \end{array}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,0105 \text{ mol.}$$



$$1 \text{ mol} \text{ —} 2 \text{ mol}$$

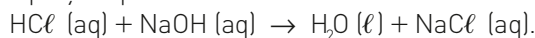
$$0,0105 \text{ mol} \text{ —} 0,02 \text{ mol}$$

$$\text{Excesso de H}^+ = 0,021 - 0,02 = 0,001 \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = 0,001 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-3} = 3$$

24. a) Equação química balanceada:



- b) O analista misturou 1 L de uma solução de ácido clorídrico 0,1 mol/L com 1 L de uma solução de hidróxido de sódio 0,2 mol/L, então:

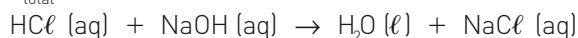
$$[\text{HCl}] = \frac{n_{\text{HCl}}}{V}$$

$$0,1 = \frac{n_{\text{HCl}}}{1} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V}$$

$$0,2 = \frac{n_{\text{NaOH}}}{1} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = 0,2 \text{ mol}$$

$$V_{\text{total}} = 1 \text{ L} + 1 \text{ L} = 2 \text{ L}$$



$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \text{—} & 1 \text{ mol} \\ 0,1 \text{ mol} & \text{—} & \underbrace{0,2 \text{ mol}}_{\text{excesso de } 0,1 \text{ mol}} \end{array}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{excesso}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L} =$$

$$= 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

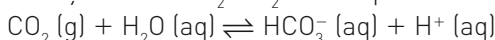
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]_{\text{excesso}} = -\log(5 \cdot 10^{-2})$$

$$\text{pOH} = 2 - \log 5 = 2 - 0,70 = 1,30$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

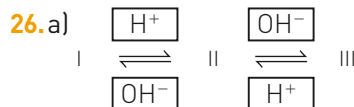
$$\text{pH} = 14 - 1,3 = 12,70$$

25. a) A reação entre CO₂ e H₂O se dá por:



A solução ficou vermelha devido à presença de íons H⁺.

- b) Segundo o princípio de Le Chatelier, ao aumentar o volume de um sistema em equilíbrio, este é deslocado no sentido de maior número de mol de moléculas gasosas. Assim, considerando o equilíbrio do item anterior, ao puxar o embolo a reação inversa é favorecida, fazendo com que haja um menor número de mol de CO₂ dissolvido em água, tornando a solução menos ácida.
- c) Não, na situação II houve maior liberação de bolhas, o que significa que havia um maior número de moléculas de CO₂ na fase gasosa e, portanto, maior pressão do que na situação V.



Na transformação I para II o número de átomos de H aumenta, indicando que existem íons H⁺ no meio. Na transformação II para III o número de átomos de H diminui, indicando que íons OH⁻ retiraram os íons H⁺; como todas as transformações são situações de equilíbrio, o inverso se aplica.

- b) O pigmento adquire coloração violeta com o aumento de pH; em meio básico a espécie II se transforma nas espécies I e III, que são as espécies presentes na coloração violeta.
- 27. a)** O pH da solução deve aumentar, pois durante a fotossíntese existe consumo de CO₂.
- b) Como o fator que se quer investigar é a influência da luz, esse é o único fator que deverá sofrer variação. Todas as outras condições devem ser idênticas para os dois tubos.

Objetivos do capítulo

Identificar as hidrólises de sal de:

- ácido forte e base fraca;
- ácido fraco e base forte;
- ácido fraco e base fraca;
- ácido forte e base forte.

quantificar a constante de hidrólise.

Sugestões de abordagem

Levar vários sais para a sala de aula e preparar soluções aquosas com eles. Em seguida, usando indicadores, caracterizar essas soluções em ácidas, básicas ou neutras, sempre relacionando o sal ao ácido e à base que o originaram.

Se não for possível levar os sais para a sala de aula, faça uma tabela na lousa, conforme o esquema:

Sal	Ácido	Base	Característica da solução aquosa
NaCl	HCl , forte	NaOH , forte	neutra
NaCO_3		NaOH , forte	básica
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	H_2SO_4 , forte		ácida

Deixar algumas lacunas na tabela para preencher com os alunos e usar quantos exemplos julgar necessário.

Algo a mais

Variação de pH em água mineral gaseificada

Transcrevemos a seguir um artigo da revista *Química Nova na Escola*, descrevendo uma atividade que reproduz uma situação proposta em questão de vestibular da Unesp-SP.

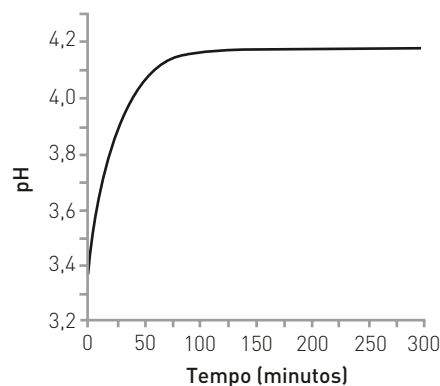
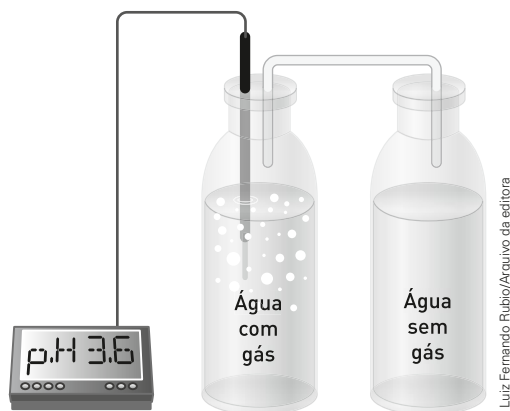
A questão pode ser resolvida experimentalmente com recursos de fácil acesso. A atividade é bastante interessante porque dá oportunidade de dirimir eventuais dúvidas conceituais que se manifestaram na alta porcentagem de respostas incorretas de um certo tipo, e que valem a pena serem discutidas com os alunos.

Este trabalho apresenta duas opções de uma atividade experimental envolvendo equilíbrio químico

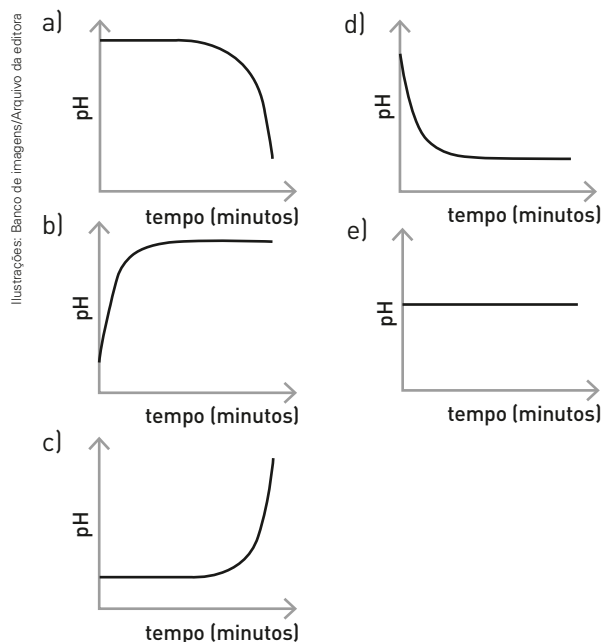
co baseadas em uma questão do vestibular do meio do ano de 2007 da Universidade Estadual Paulista (Unesp), reproduzida na Figura 1. Mediante solicitação dos autores, a Fundação Vunesp forneceu, por comunicação pessoal, os dados referentes à análise de itens dessa questão, a qual indica que apenas 43,2% dos candidatos acertaram a alternativa correta (D). Chama a atenção o fato de que 23,7% dos candidatos assinalaram a alternativa (E). Nesse caso, é possível que os vestibulandos tenham dificuldade em aceitar o fato de que um sistema (água com gás) possa interferir em outro (água sem gás) apenas por meio de um tubo de conexão. Isso evidencia a necessidade de uma maior ênfase dos conceitos envolvidos no estudo de equilíbrio químico no Ensino Médio.

Questão número 70 do vestibular de meio de ano da Unesp de 2007

Um estudante conectou, por meio de uma mangueira, duas garrafas de água mineral, sendo uma com gás e outra sem. Por meio de um peagâmetro inserido na água com gás, ele acompanhou a variação de pH em função do tempo.



Com relação à garrafa não monitorada pelo peagômetro, pode-se concluir que o gráfico que melhor representaria a variação de pH é:



Na Tabela 1, são apresentados os materiais e reagentes necessários para a realização das duas opções de experimento. Na Opção 1, é feito um acompanhamento do pH da água mineral com gás por meio de dois peagômetros (adaptação da questão presente no vestibular). A variação de pH na garrafa de água inicialmente sem gás também foi monitorada por um peagômetro com a finalidade de obter empiricamente o resultado para a questão proposta. A Opção 2 consiste de uma alternativa para a realização do experimento que não possibilita, com precisão, a obtenção de valores de pH.

Tabela 1: Materiais e reagentes necessários, conforme a opção de experimento

Materiais e reagentes	Opção 1	Opção 2
1 garrafa de 600 mL de água mineral com gás	x	x
1 garrafa de 600 mL de água da torneira	x	x
2 rolhas de borracha	x	x
20 cm de mangueira de silicone (diâmetro interno = ± 5 mm) ou tubo de vidro em "U"	x	x
1 peagômetro*	x	
20 mL de extrato de repolho roxo		x

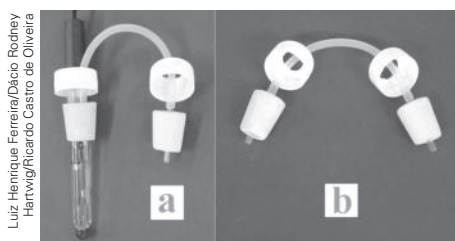
*Pode-se utilizar dois peagômetros, conforme descrito a seguir, a fim de obter experimentalmente a solução para a questão proposta no vestibular.

Opção 1: Variação de pH e construção das respectivas curvas

Procedimento experimental

A solubilidade do CO_2 é diretamente proporcional à pressão e inversamente proporcional à temperatura. Assim, a perda do gás que ocorre quando a garrafa é aberta pode ser minimizada se esta for mantida em geladeira até o momento da realização do experimento. Neste caso, recomenda-se que a outra garrafa (sem gás) também seja mantida em geladeira para que os dois sistemas sofram igual mudança de temperatura durante a leitura dos valores de pH.

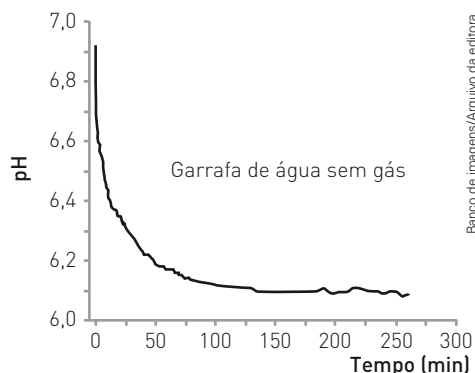
Antes de abrir as garrafas, é necessário encaixar os eletrodos nas rolhas com cuidado, pois estes podem quebrar-se facilmente. Além dos eletrodos, deve-se colocar a mangueira ligando as duas garrafas entre si, por meio do dispositivo apresentado na figura abaixo.

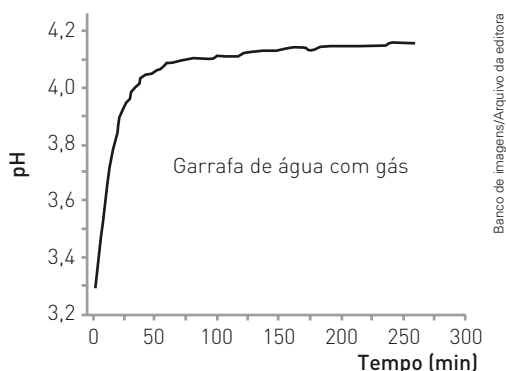


// Dispositivos utilizados para conectar as garrafas:
a) opção 1;
b) opção 2.

Uma vez preparado o sistema, a conexão entre as garrafas deve ser feita rapidamente para evitar perda significativa de CO_2 . Para que um gráfico igual ao da questão do vestibular possa ser construído, deve-se fazer a leitura de pH em intervalos de 2 minutos até os 80 minutos iniciais. Para medidas posteriores, o intervalo pode ser aumentado até que o valor do pH se torne constante.

A variação nos valores de pH se deve à passagem do dióxido de carbono de uma garrafa para outra por meio da mangueira. A quantidade de gás transferida diminui com o passar do tempo até que o equilíbrio químico seja estabelecido. Os gráficos a seguir foram obtidos dessa forma.



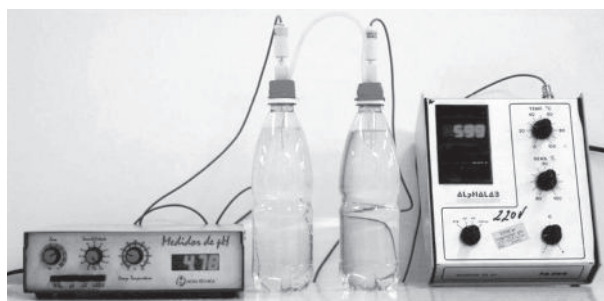


// Gráficos correspondentes à variação de pH em função do tempo para os dois sistemas.

Os valores finais de pH (6,1 e 4,2) não são iguais, pois isso ocorreria apenas se as medidas continuassem sendo realizadas por um longo período e se a composição química das amostras fossem idênticas. No entanto, esses cuidados não são necessários para resolver a questão do vestibular.

Opção 2: Substituição dos peagômetros por indicador

Retire aproximadamente 10 mL de água de cada uma das garrafas e adicione, em ambas, 10 mL do extrato de repolho roxo. Rapidamente faça a conexão entre as garrafas, rosqueando as tampas, como pode ser observado na figura a seguir.



// Montagem do sistema.

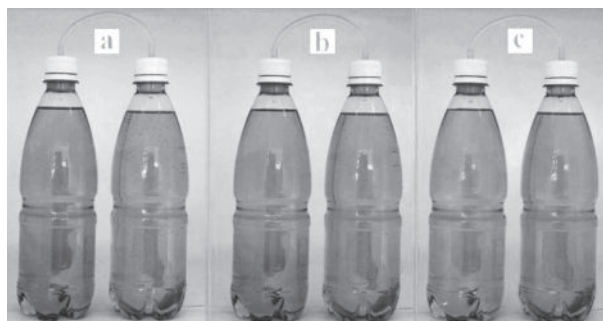
Resultados e discussão

O extrato de repolho roxo é um indicador que em meio ácido assume coloração avermelhada/rosada. Essa coloração pode ser verificada na garrafa contendo água com gás (devido à presença de H_2CO_3), enquanto na outra garrafa (sem gás) pode ser observada, inicialmente, a coloração roxa. A equação a seguir representa a reação que ocorre nas garrafas.



Com o passar do tempo, a coloração das duas garrafas sofre alteração, até que o equilíbrio seja estabelecido, conforme a sequência de fotos apresentada na figura a seguir.

Durante o experimento, o equilíbrio químico é estabelecido no sistema através da passagem do dióxido de carbono (CO_2) de uma garrafa para outra, e o processo pode ser observado pela mudança de cor na água de torneira de cima para baixo. Isso ocorre porque assim que o CO_2 entra em contato com a água (pela superfície, obedecendo à Lei de Henry), ocorre a formação do ácido carbônico. Posteriormente, o ácido formado se difunde em direção à região inferior da garrafa, o que pode ser observado na sequência de fotos.



// Diferentes etapas da reação entre CO_2 e água: a) momento inicial; b) etapa intermediária; e c) equilíbrio atingido. Veja a imagem original em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc30/13-EEQ-5807.pdf>>. Acesso em: 10 ago. 2018.

Sugestões

A partir da realização do experimento, pode-se propor que os alunos realizem pesquisas sobre a interação de CO_2 com a água em ambientes naturais (atmosfera, rios, lagos e mares) ou sobre sua importância (ou efeito) em outros processos: respiração, efeito estufa, extintores de incêndio, fotossíntese, hemoglobina do sangue, formação de estalactites e estalagmites, etc.

Questões

1. Sabendo que o pH de uma água mineral com gás é 3,3, calcular a concentração de íons H_3O^+ e OH^- na solução.
2. A concentração de íons H_3O^+ na água natural da chuva é de, aproximadamente, $2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$. Determinar o valor do pH.

Referência

GEPEQ – Grupo de Pesquisa em Educação Química. Extrato de repolho roxo como indicador universal de pH. *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 32-33, 1995a.

Para saber mais

TERCI, D. B. L.; ROSSI, A. V. Indicadores naturais de pH: usar papel ou solução? *Química Nova*, v. 25, p. 684-688, 2002.

TOLENTINO, M. et al. *O azul do planeta: um retrato da atmosfera terrestre*. v. 1. São Paulo: Moderna, 1995. 119 p.

GEPEQ – Grupo de Pesquisa em Educação Química. *Interações e transformações II: reelaborando conceitos sobre transformações químicas (cinética e equilíbrio)*. São Paulo: Edusp, 1995b. 160 p.

_____. *Interações e transformações III: química e sobrevivência – atmosfera*. São Paulo: Edusp, 1998. 160 p.

FERREIRA, L. H. et al. C. Variação de pH em água mineral gaseificada. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 30, nov. 2008.

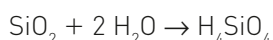
Disponível em: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc30/13-EEQ-5807.pdf>>. Acesso em: 15 jun. 2018.

Conexão

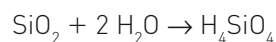
Agricultura (p. 598)

Hidrólise salina e solo

1. O óxido de silício é um óxido ácido; ao reagir com água forma o ácido silícico, como pode ser representado pela reação química abaixo:



2. Soluções básicas, pois ocorre apenas a hidrólise do ânion:



Os cátions Ca^{+2} e Mg^{+2} formam bases fortes.

3. Sais de caráter ácido.
4. A rosa seria favorecida.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 601)

1. Cloreto de amônio: NH_4Cl
base: NH_4OH (fraca); ácido: HCl (forte) $\Rightarrow \text{pH} < 7$
2. Cloreto de sódio: NaCl
base: NaOH (forte); ácido: HCl (forte) $\Rightarrow \text{pH} = 7$
3. Nitrato de potássio: KNO_3
base: KOH (forte); ácido: HNO_3 (forte) $\Rightarrow \text{pH} = 7$
4. Nitrato de prata: AgNO_3
base: AgOH (fraca); ácido: HNO_3 (forte) $\Rightarrow \text{pH} < 7$
5. Bicarbonato de potássio: KHCO_3
base: KOH (forte); ácido: H_2CO_3 (fraco) $\Rightarrow \text{pH} > 7$

6. Acetato de cálcio: $\text{Ca}(\text{H}_3\text{CCOO})_2$
base: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (forte); ácido: H_3CCOOH (fraco) $\Rightarrow \text{pH} > 7$
7. Acetato de sódio: NaH_3CCOO
 $\text{H}_3\text{CCOO}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{CCOOH} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
8. Nitrato de prata: AgNO_3
 $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{AgOH} (\text{s}) + \text{H}^+ (\text{aq})$
9. Sulfato de alumínio: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 $\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 (\text{s}) + 3 \text{H}^+ (\text{aq})$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 601)

1. Alternativa b.
Produz uma solução básica o sal formado por uma base forte e um ácido fraco, ocorrendo a hidrólise do ânion:
 $\text{CO}_3^{2-} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCO}_3^- (\text{aq})$
2. Alternativa c.
A hidrólise do composto NH_4Cl pode ser representada pela equação:
 $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
3. Apresentam caráter ácido as soluções cujos sais são formados por um ácido forte e uma base fraca:
II. $\text{AgNO}_3 + \text{AgOH}$ (base fraca) e HNO_3 (ácido forte).
III. NH_4Cl : NH_4OH (base fraca) e HCl (ácido forte).

4. Apresentam caráter alcalino as soluções cujos sais são formados por um ácido fraco e uma base forte.
I. KCN: KOH (base forte) e HCN (ácido fraco).
IV. Na_2CO_3 : NaOH (base forte) e H_2CO_3 (ácido fraco).
5. Não ocorre hidrólise na solução cujos cátions vêm da base forte e cujos ânions vêm de ácido forte:
V. KCl: KOH (base forte) e HCl (ácido forte).
6. Ocorre somente hidrólise do cátion quando ele tem origem em uma base fraca, tendo o ânion origem em um ácido forte:
II. AgNO_3 .
III. NH_4Cl .

7. Ocorre somente hidrólise do ânion quando ele tem origem em um ácido fraco, tendo o cátion origem em uma base forte.

I. KCN.

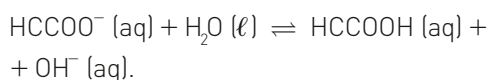
IV. Na_2CO_3 .

8. Ocorre a hidrólise do cátion e do ânion quando o sal é formado por um ácido e uma base fracos.

VI. NH_4CN .

9. Alternativa c.

I. O ânion acetato sofre hidrólise, tornando o meio básico ($\text{pH} > 7$):



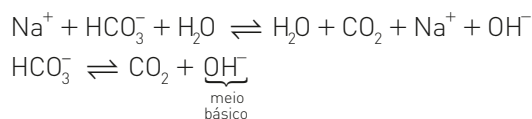
II. Não há hidrólise nem do cátion nem do ânion ($\text{pH} = 7$).

III. O cátion amônia sofre hidrólise, tornando o meio ácido ($\text{pH} < 7$): $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$.

10. Alternativa a.

Como o vinagre é uma solução aquosa de ácido acético, seu pH é **menor** do que 7.

A hidrólise do bicarbonato de sódio gera uma solução básica, logo, com pH **maior** do que 7.



11. Alternativa c.



base forte + ácido fraco = $\text{pH} > 7$ (vermelha)



base forte + ácido forte = $\text{pH} \approx 7$ (alaranjada)



base fraca + ácido forte = $\text{pH} < 7$ (amarela)

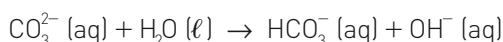
12. Alternativa d.

Todas as alternativas mostram sais. De acordo com o enunciado, deseja-se aumentar o pH de uma solução ácida. Para isso, deve-se introduzir no sistema um sal que sofra reação de hidrólise com água, produzindo íons OH^- . Observe as equações abaixo:

Dissociação do sal



Reação do carbonato com água



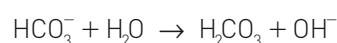
Na equação da reação do íon carbonato com água, há a produção de íons OH^- , contribuindo para uma diminuição da acidez da solução.

13. Alternativa b.

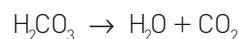
Os compostos que poderiam substituir o hidróxido de magnésio devem apresentar caráter básico. Isso significa que devem apresentar a capacidade de reagir com água gerando íons OH^- .

Observe as reações:

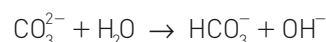
O sal NaHCO_3 sofre dissociação liberando íons bicarbonato (HCO_3^-) que em água produzem OH^- .



O ácido carbônico, por ser estável, sofre decomposição:



O sal CaCO_3 sofre dissociação liberando íons carbonato (CO_3^{2-}) que, em água, produzem OH^- .



14. Alternativa e.

O mais baixo valor de pH implica uma solução mais ácida, ou seja, um sal derivado de um ácido forte e de uma base fraca.

15. Alternativa b.

Solução A: NaCN tem caráter básico, pois vem da reação de uma base forte (NaOH) com um ácido fraco (HCN).

Solução B: NaNO_3 tem caráter neutro, pois vem da reação de um ácido forte (HNO_3) e uma base forte (NaOH).

Solução C: NH_4Cl tem caráter ácido, pois vem da reação de um ácido forte (HCl) e uma base fraca (NH_4OH).

16. Alternativa b.

O carbonato de cálcio é o sal mais indicado para corrigir a acidez do solo, pois tem caráter básico e sua hidrólise libera íons OH^- no meio.

17. Alternativa e.

Para corrigir o problema da drenagem ácida devemos adicionar um sal de caráter básico, nesse caso, o CaCO_3 .

18. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

A solução fica amarela devido à presença de íons H^+ .

19.a)

	H_3COO^-	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	H_3COOH	$+ \text{OH}^-$
início	0,1 mol/L		-	-
reação	$0,1\% \cdot 0,1 = 10^{-4} \text{ mol/L}$		$0,1\% \cdot 0,1 = 10^{-4} \text{ mol/L}$	$0,1\% \cdot 0,1 = 10^{-4} \text{ mol/L}$
equilíbrio	$0,1 - 10^{-4} \approx 0,1 \text{ mol/L}$		10^{-4} mol/L	10^{-4} mol/L

$$b) K_b = \frac{[\text{H}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_3\text{COO}^-]} = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{10^{-1}} = 10^{-7}$$

20. Alternativa b.

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-4}} = 2 \cdot 10^{-11}$$

	$\text{NO}_2^- (\text{aq})$	$+ \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons$	$\text{HNO}_2 (\text{aq})$	$+ \text{OH}^- (\text{aq})$
início	$5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$		-	-
reação	x		x	x
equilíbrio	$5,0 \cdot 10^{-2} - x \approx 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$		x	x

$$K_h = \frac{[\text{HNO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = 2 \cdot 10^{-11} \Rightarrow 2 \cdot 10^{-11} = \frac{x \cdot x}{5 \cdot 10^{-2}} \Rightarrow x = 10^{-6} \text{ mol/L} = [\text{OH}^-]$$

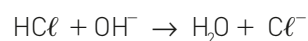
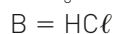
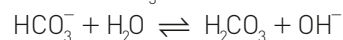
$$[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = 6 \text{ e } \text{pH} = 8$$

Desafiando seus conhecimentos (p. 604)

1. Alternativa b.

A adição de A tornou a fenolftaleína rósea, indicando que se trata de uma substância de caráter básico.

A adição de B tornou a fenolftaleína incolor, indicando que neutralizou o meio básico; a substância B tem, portanto, caráter ácido.



2. Alternativa a.

O NH_4Cl é um sal de caráter ácido, pois vem da reação de um ácido forte com uma base fraca; o Na_2CO_3 é um sal de caráter básico; pois vem da reação de uma base forte com um ácido fraco; já o CaSO_4 é um sal de caráter neutro, pois vem da reação de uma base forte com um ácido forte.

3. Alternativa c.

Para que o pH do solo diminua, deve-se acrescentar um sal de caráter ácido, que é o caso do $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ que vem da reação de uma base fraca (NH_4OH) com um ácido forte (H_2SO_4).

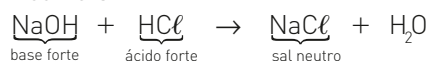
4. Alternativa c.

Dos sais citados, o único com caráter básico que contribui com o alto pH do lago é o Na_2CO_3 .

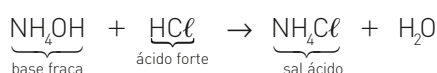
5. Alternativa c.

Haverá a necessidade do sal a ser utilizado apresentar caráter básico; para que isso aconteça, o sal formado deve ser produto de uma base forte e um ácido fraco; assim, teremos:

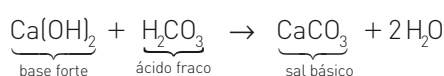
[a] Incorreta.



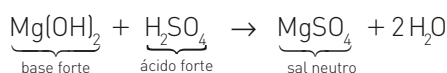
[b] Incorreta.



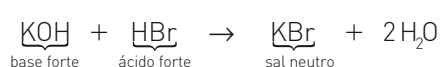
[c] Correta.



[d] Incorreta.

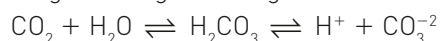


[e] Incorreta.



6. Alternativa a.

Durante a combustão do palito ocorreu a formação de CO_2 que é um óxido com caráter ácido que reage com água da seguinte maneira:



7. Alternativa d.

Para um resíduo aquoso gerado em um processo industrial a concentração de íons hidroxila é igual a $1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$, teremos:

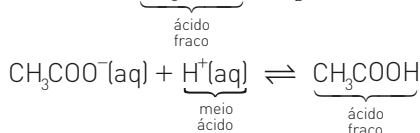
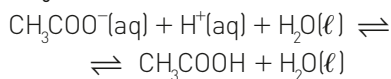
$$[\text{OH}^-] = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log 10^{-10} = 10$$

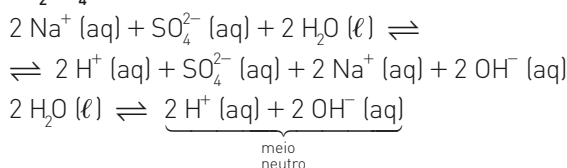
$$\text{pH} = 14 - 10 = 4$$

$$\text{pH} = 4 \text{ (meio ácido)}$$

Fazendo a hidrólise dos compostos fornecidos nas alternativas, vem:



O pH do meio diminuirá.

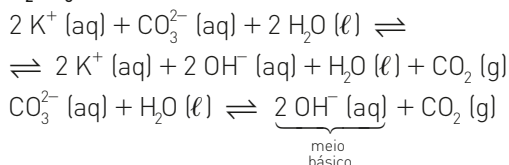


O pH do meio não sofrerá alteração.

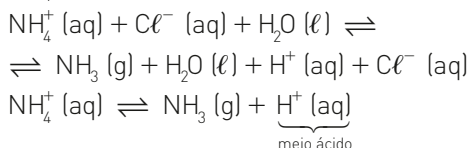


Não sofre hidrólise. Meio neutro.

O pH do meio não sofrerá alteração.



O excesso de ânions OH⁻ neutralizará os cátions H⁺ em excesso e o pH do meio aumentará.



O pH do meio diminuirá.

8. Alternativa c.

Análise das afirmações:

[I] Correta. A concentração de OH⁻ em um solo português com pH = 8 é na ordem de $10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{pH} = 8$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$10^{-8} \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

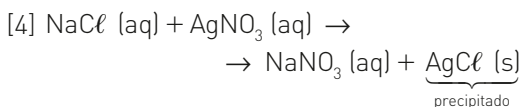
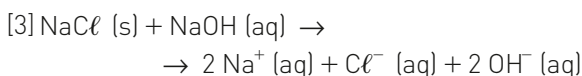
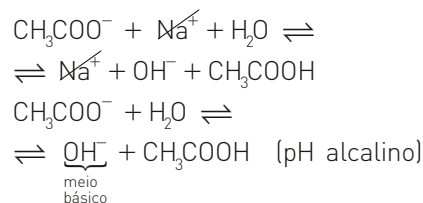
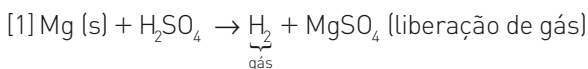
$$[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

[II] Incorreta. O solo português (pH próximo a 8) é menos ácido que o solo gaúcho, que apresenta menor pH (entre 4 e 5).

[III] Correta. A correção do solo gaúcho pode ser feita através da adição de calcário, que apresenta caráter básico, a fim de obter um solo com pH = 6,5 (mais elevado do que os valores encontrados entre 4 e 5).

9. Alternativa d.

Teremos:



(formação de precipitado)

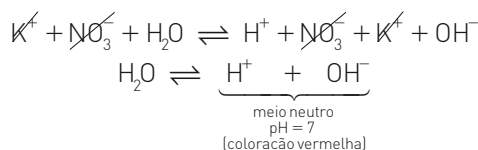
10. Alternativa b.

O cloreto de amônio NH₄Cl, é um sal formado por uma base fraca, NH₄OH, e um ácido forte: HCl; sendo assim, o pH é menor que 7 e, consequentemente, a [H⁺] deverá ser maior que 10⁻⁷.

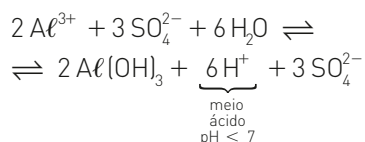
11. Alternativa c.

A diminuição do pH implica elevação da acidez; por isso, o nutriente deve sofrer hidrólise e deixar o meio ácido. A diminuição do pH do solo deve ser atribuída à presença, no adubo, de uma quantidade significativa de nitrato de amônio.

12. Cor das flores produzidas quando se adiciona KNO₃ a esse solo: vermelha.

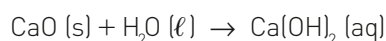


Fórmula química do aditivo que deve ser acrescentado, em quantidade adequada, para produzir hortênsias azuis, ou seja, o pH deve ser menor do que 7 (meio ácido): $Al_2(SO_4)_3$.



Nome do óxido (CaO): óxido de cálcio.

Equação química completa e balanceada da reação do óxido de cálcio com a água:



13. Alternativa a.

A partir das observações do botânico, pode-se concluir que, com a diminuição de pH, a planta tende a gerar flores azuis; já com o aumento de pH, a planta gera flores rosadas, pois com a adição de um sal neutro ($NaNO_3$) não houve mudança na coloração da flor, e com adição de um sal básico ($CaCO_3$) as flores que eram azuis em meio ácido (pH = 5,6) ficaram rosas.

14. a) Em solos ácidos, o equilíbrio citado é deslocado para a direita, devido à presença de íons H^+ , aumentando assim a disponibilidade de íons cálcio. Em solos básicos, a quantidade de H^+ é menor, assim o equilíbrio é deslocado para a esquerda, diminuindo a disponibilidade de íons Ca^{+2} .

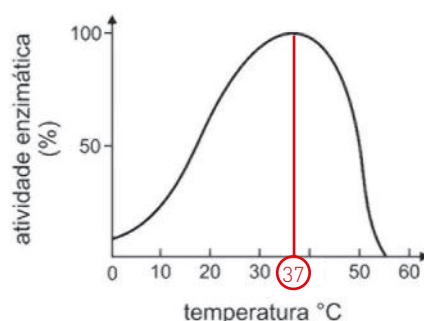
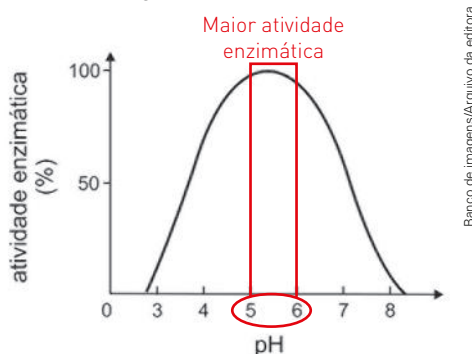
b) O nitrato de amônio é um sal de caráter ácido, cuja hidrólise é representada por:



Sendo assim, a concentração de íons H^+ irá aumentar.

15. Alternativa b.

Analisando os gráficos, vem:



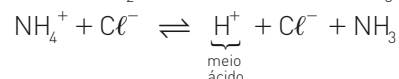
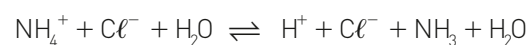
Banco de imagens/Arquivo da editora

A partir da análise das alternativas que apresentam a temperatura de 37 °C, vem:

[b] Solução aquosa de NH_4Cl $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ e temperatura 37 °C.

[c] Solução aquosa de H_2SO_4 $0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ e temperatura 37 °C.

Teremos:



$$[H^+] = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log (5 \cdot 10^{-2})$$

$$pH = 2 - \log 5$$

Observação teórica: $\log 5 = 0,69897 \approx 0,7$.

$$pH = 2 - 0,7 = 1,3$$

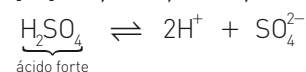
Conclusão: $pH < 2$.

$$[H_2SO_4] = 0,05 \text{ mol/L}$$

$\alpha_{H_2SO_4} = 61\% = 0,61$ (supondo-se a primeira ionização)

$$[H^+] = \alpha_{H_2SO_4} \cdot [H_2SO_4]$$

$$[H^+] = 0,61 \cdot 0,05 = 0,0305 \text{ mol/L}$$



$$\frac{2 \cdot 0,0305 \text{ mol/L}}{0,061 \text{ mol/L} \approx 0,06 \text{ mol/L}}$$

$$[H^+] = 0,6 \text{ mol/L} = 6 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log (6 \cdot 10^{-1})$$

$$pH = 1 - \log 6$$

Observação teórica: $\log 6 = 0,778 \approx 0,8$.

$$pH = 1 - 0,8 = 0,2$$

Conclusão:

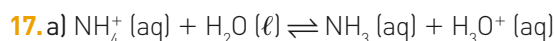
$$pH < 1.$$

A solução de NH_4Cl apresenta pH maior do que a solução de H_2SO_4 ; consequentemente, também apresenta maior atividade enzimática.

16. A: neutro;

B: básico;

C: pode ser ligeiramente ácido ou básico.



b) Considerando $[\text{H}_2\text{O}]$ constante, pois se trata de solvente, $K_c = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$.

c) Sendo $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+]$, $K_c = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = 1,0 \cdot 10^{-9} \Rightarrow \text{pH} = 9$

d) A solução será ácida. Como K é maior que K_n , a reação de hidrólise dos cátions amônio forma uma maior quantidade de íons H_3O^+ que a quantidade de ânions OH^- formados na autoionização da água. Assim, $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$.

18. Alternativa a.

$$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$$

início	0,1 mol/L		—	—
reação	x		x	x
equilíbrio	(0,1 - x) mol/L		x mol/L	x mol/L

Sendo K_h pequeno, pode-se considerar $(0,1 - x) \approx 0,1$. Daí,

$$K_h = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]}; 2,5 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,1}$$

$$x = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{OH}^-]$$

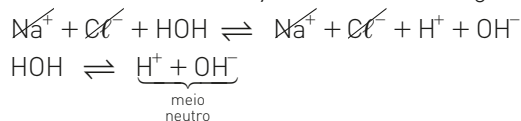
19. Alternativas corretas: 01, 04 e 16.

[01] Correta. Dados os K_a dos ácidos HF ($K_a = 6,7 \cdot 10^{-4}$) e HCN ($K_a = 4 \cdot 10^{-10}$), pode-se afirmar que o ácido fluorídrico é mais forte que o ácido cianídrico, pois sua constante de ionização é maior.

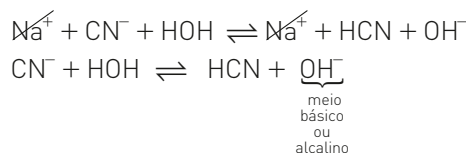
[02] Incorreta. Considerando equilíbrios iônicos, os valores de K_a e K_b variam com a temperatura, tanto para reações exotérmicas como endotérmicas.

[04] Correta. A lei da diluição de Ostwald estabelece que, à medida que a concentração em quantidade de matéria por litro de solução, de uma dada substância, diminui, o grau de ionização dessa substância aumenta.

[08] Incorreta. Na dissolução do NaCl em água o meio se torna neutro.



[16] Correta. Na hidrólise do NaCN (aq) forma-se uma solução de pH alcalino.



$$2 \text{ mol} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

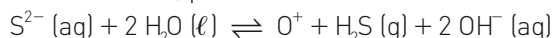
$$2 \text{ mol} \text{ ————— } 1 \cdot (248 \text{ g})$$

$$n \text{ ————— } 1240$$

$$n = \frac{2 \text{ mol} \cdot 1240}{248 \text{ g}} = 0,01 \text{ mol de AgNO}_3$$

$$\eta = \frac{n}{V} = \frac{0,01 \text{ mol}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,4 \text{ mol}$$

b) Caráter básico, pois o ânion sulfeto sofre hidrólise:



21. Ácido acético:

	CH_3COOH	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COO}^{-}$	+	H_3O^{+}
início	0,10 mol/L				—		—
reação	x mol/L				x mol/L		x mol/L
equilíbrio	(0,10 - x) mol/L				x mol/L		x mol/L

Sendo K_c pequeno, pode-se considerar $(0,1 - x) \cong 0,1$. Daí,

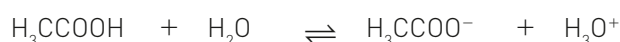
$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{H}_3\text{CCOOH}]}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1}$$

$$x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-3}} \text{ mol/L} = [\text{H}_3\text{O}^{+}] \Rightarrow \text{pH} = -\log(\sqrt{1,8 \cdot 10^{-3}}) = 2,87$$

Nesse pH, a solução de ácido acético tem cor laranja-escuro.

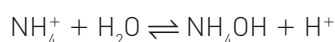
Acetato de amônio:

hidrólise do ânion acetato:



$$K_c = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

hidrólise do cátion amônio:



$$K_h = \frac{K_b}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}}$$

A constante de hidrólise do ânion é igual à constante de hidrólise da base, assim forma-se a mesma quantidade de íons OH^{-} na hidrólise do $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ e de cátions H^{+} na hidrólise do NH_4^{+} . Desse modo, a solução de acetato de amônio é incolor ($\text{pH} = 7$).

22.a) Cálculo do número de mol de NaOH e HCN:

1 000 mL	—————	0,1 mol NaOH
8,0 mL	—————	$n_{\text{NaOH}} = 0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
1 000 mL	—————	0,1 mol HCN
50,0 mL	—————	$n_{\text{HCN}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Reação de neutralização total da base:

	HCN	+	NaOH	$\rightarrow$	NaCN	+	H_2O
início	$5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		$0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		—		—
reação	$0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		$0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		$0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		$0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
final	$(5,0 - 0,8) \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 4,2$		0		$0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		$0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Sendo o NaCN um sal solúvel, haverá $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de íons CN^{-} na solução final.

Equilíbrio da dissociação:

	HCN	$\rightleftharpoons$	H^{+}	+	CN^{-}
início	$4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$		—		$0,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
reação	x		x		x
equilíbrio	$(4,2 \cdot 10^{-3} - x) \text{ mol}$		x		$(0,8 \cdot 10^{-3} + x) \text{ mol}$

Sendo K_a pequeno, pode-se considerar:

$$(4,2 \cdot 10^{-3} - x) \cong 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ e também } 0,8 \cdot 10^{-3} + x \cong 0,8 \cdot 10^{-3}. \text{ Daí,}$$

$$V_{\text{final}} = V_{\text{HCN}} + V_{\text{NaOH}} = 50,0 + 8,0 = 58 \text{ mL ou } 58 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCN}]}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{\frac{0,8 \cdot 10^{-3}}{58 \cdot 10^{-3}} \cdot [\text{H}^+]}{\frac{4,2 \cdot 10^{-3}}{58 \cdot 10^{-3}}}$$

$$[\text{H}^+] = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

b) Equação de hidrólise do íon CN^- : $\text{CN}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{HCN} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

Complemento (p. 611)

1. Alternativa a.

Um tampão é feito por uma mistura de um ácido fraco e um sal que contenha o ânion desse ácido (como $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$) de uma base fraca e um sal que contenha o cátion dessa base.

2. Alternativa b.

Um tampão é feito por uma mistura de um ácido fraco e um sal que contenha o ânion desse ácido (como CH_3COOH e NaCH_3COO) ou uma base fraca e um sal que contenha o cátion dessa base (como NH_4OH e NH_4Cl).

3. Alternativa e.

A mistura de NH_4OH (base fraca) e NH_4Cl (sal cujo cátion é da mesma base fraca) gera um sistema-tampão, cujo pH pouco varia frente à adição de um ácido ou de uma base.

4. Alternativa e.

O sangue possui uma série de misturas-tampão (entre elas, H_2CO_3 e HCO_3^-), e a adição de pequenas quantidades de ácido ou base provoca apenas alterações desprezíveis no pH.

5. Alternativa c.

A mistura da solução de CH_3COOH (um ácido fraco) e NaCH_3COO (um sal desse ácido fraco) forma um sistema-tampão, em que a adição de pequenas quantidades de ácido ou base provoca alterações desprezíveis no pH.

6. 1. A adição de ácido tende a provocar aumento da concentração de H_3O^+ , porém o cátion hidrônio se junta ao ânion acetato, proveniente princi-

palmente do sal, e forma moléculas de ácido acético. Com isso, não ocorre um aumento significativo na concentração de H_3O^+ e alteração no pH.

2. A adição da base tende a diminuir a concentração de H_3O^+ devido à reação de neutralização, porém o ácido acético ioniza-se e “repõe” os íons H_3O^+ consumidos. Com isso, não ocorre uma diminuição significativa na concentração de H_3O^+ nem alteração no pH.

7. a) Verdadeira. A mistura de CH_3COOH (ácido fraco) e NaCH_3COO (sal desse ácido fraco) forma uma solução-tampão.

b) Verdadeira:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{p}K_a + \log \frac{[\text{ânion do sal}]}{[\text{ácido}]} = \\ &= -\log (10^{-5}) + \log \frac{0,2}{0,2} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = -(-5) \log 10 + \log 1 = 5$$

c) Verdadeira. O sistema tamponado irá impedir uma grande diminuição na concentração de H^+ , e com isso o pH pouco aumenta.

d) Verdadeira. O sistema tamponado irá impedir um grande aumento na concentração de H^+ , e com isso o pH pouco diminui.

e) Falsa.

8. a) Quando expiramos, a concentração de CO_2 e, consequentemente, a de H_2CO_3 diminuem. Com isso, o 2º equilíbrio é deslocado para a esquerda, diminuindo a concentração de H^+ e, consequentemente, aumentando o pH.

$$b) \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{1,25 \cdot 10^{-2}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = \frac{5}{1} = 5. \text{ Como a relação é menor que } 20:1, \text{ a situação é de acidose.}$$

9.a)

	HNO_2	$\rightleftharpoons$	H^+	+	NO_2^-
início	0,01 mol/L		—		—
reação	x		x		x
equilíbrio	(0,01 — x) mol/L		x mol/L		x mol/L

Sendo K_a pequeno, pode-se considerar $(0,01 - x) \cong 0,01 \text{ mol/L}$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HNO}_2]}; 5,0 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,01} \Rightarrow x = \sqrt{5} \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{5} \cdot 10^{-3}) = 2,65$$

$$b) \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$\text{pH} = -\log(5,0 \cdot 10^{-4}) + \log \frac{0,01}{0,01} = 3,3$$

$$10. K_a = \frac{[\text{lactato}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{ác. láctico}]} = 1,0 \cdot 10^{-4}$$

Sendo $\text{pH} = 7$, $[\text{H}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7}$

$$K_a = \frac{[\text{lactato}] \cdot 1,0 \cdot 10^{-7}}{[\text{ác. láctico}]} = 1,0 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \frac{[\text{lactato}]}{[\text{ác. láctico}]} = 10^3$$

11. Alternativa c.

pH do tampão:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,30}{0,30}$$

$$\text{pH} = 4,74$$

A adição da base aumenta o pH em 0,30, resultando em 5,04. Nesse novo sistema, a razão entre a concentração do ânion e a do ácido é:

$$5,04 = 4,74 + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 0,3$$

$$\frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 10^{0,3} = 2$$

Se 0,1 mol do ácido reagir devido à presença de OH^- , sua concentração diminui para 0,2.

Ao mesmo tempo, devido à reação, forma-se 0,1 mol do ânion, aumentando sua concentração para 0,4, o que satisfaz a relação $\frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 2$. Assim, $0,1 \text{ mol ácido} + 0,1 \text{ mol NaOH} \Rightarrow 0,1 \text{ mol sal} + 0,1 \text{ mol H}_2\text{O}$.

Concentração de íons OH^- :

$$[\text{OH}^-] = \underbrace{0,1 \text{ mol/L}}_{\text{provenientes da dissociação do NaOH}} + \underbrace{1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}}_{\text{provenientes da autoionização da água}} \cong 0,1 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 1 \text{ e } \text{pH} = 13$$

12. Alternativa c.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} + 8,96 = 14 \Rightarrow \text{pH} = 5,04$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]}$$

$$5,04 = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 0,3$$

$$\frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} = 10^{0,3} = 2$$

Como a solução de acetato de sódio já é 2 vezes mais concentrada que a solução de ácido, basta adicionar volumes iguais das duas soluções.

13. Alternativa b.

O NaOH reage com o HA do tampão.

Quantidades no equilíbrio após a reação:

	NaOH	+	HA	$\rightleftharpoons$	Na ⁺	+	A ⁻	+	H ₂ O
início	0,01		0,31		—		0,59		—
reação	0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol		0,01 mol
equilíbrio	—		0,30 mol		0,01 mol		0,60 mol		0,01 mol

Assim, [HA] = 0,30 mol/L e [A⁻] = 0,60 mol/L

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-4}) + \log \frac{0,60}{0,30} = 4 + \log 2$$

$$\text{pH} = 4,3$$

14. Alternativa b.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{ânion}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow 5,85 = \text{pK}_a + \log \frac{0,10}{0,001}$$

$$5,85 = \text{pK}_a + \log 100 \Rightarrow \text{pK}_a = 3,85 \Rightarrow K_a = 1,41 \cdot 10^{-4}$$

$$15. a) n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{m_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = \frac{6,4 \text{ g}}{80 \text{ g/mol}} = 0,08 \text{ mol}$$

$$[\text{NH}_4\text{NO}_3] = \frac{n_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{V} = \frac{0,08 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pK}_b - \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{base}]}$$

$$\text{pH} = -\log(1 \cdot 10^{-14}) - \log(1,8 \cdot 10^{-5}) - \log \frac{0,8}{0,08}$$

$$\text{pH} = 14 - 4,74 - 1 = 8,26$$

b) A diluição de soluções-tampão não acarreta mudanças no valor do pH, o que muda é apenas a capacidade tamponante, isto é, uma mesma quantidade de um tampão bem diluído pode resistir menos à variação de pH do que um tampão concentrado.

16. Ácido tioglicólico: HSCH₂COOH (forma desprotonada); ânion tioglicolato: HSCH₂COO⁻ (forma protonada).

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HSCH}_2\text{COO}^-]}{[\text{HSCH}_2\text{COOH}]}$$

$$\text{pK}_a = -\log \left(\frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HSCH}_2\text{COO}^-]}{[\text{HSCH}_2\text{COOH}]} \right) = \text{pH} - \log \frac{[\text{HSCH}_2\text{COO}^-]}{[\text{HSCH}_2\text{COOH}]}$$

$$3,73 = 9 - \log \frac{[\text{HSCH}_2\text{COO}^-]}{[\text{HSCH}_2\text{COOH}]} \Rightarrow \log \frac{[\text{HSCH}_2\text{COO}^-]}{[\text{HSCH}_2\text{COOH}]} = 5,27$$

$$\frac{[\text{HSCH}_2\text{COO}^-]}{[\text{HSCH}_2\text{COOH}]} = 10^{5,27} = 186208,71$$

17. $\text{p}K_a = 3,82 \Rightarrow K_a = 10^{-3,82} < 0,001$

	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ +$	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-$
início	0,1 mol/L	—	—
ionização	$\alpha \cdot 0,1$ mol/L	$\alpha \cdot 0,1$ mol/L	$\alpha \cdot 0,1$ mol/L
equilíbrio	$(0,1 - \alpha \cdot 0,1)$ mol/L	$\alpha \cdot 0,1$ mol/L	$\alpha \cdot 0,1$ mol/L

Sendo K_a pequeno, pode-se considerar:

$(0,1 - \alpha \cdot 0,1) \cong 0,1$ mol/L. Daí,

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]}$$

$$\text{p}K_a = -\log \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]} = 2\text{pH} + \log [\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]$$

$$3,82 = 2\text{pH} + \log 0,1 \Rightarrow \text{pH} = 2,41$$

Multiplicando por 10: $2,41 \cdot 10 = 24,1 \cong 24$.

18. a) Permanecerá rósea.
b) Ficará incolor.

Complemento (p. 617)

- Equipamentos: bureta, erlenmeyer, balão volumétrico, balança e pisseta (lavagem).
Processo: uma amostra do ácido cítrico deve ser pesada e transferida para o balão volumétrico. Dissolver essa massa com água destilada (adicionar água até a capacidade do balão volumétrico). Transferir uma alíquota da solução preparada e realizar a titulação com uma base de concentração conhecida.
- Alternativa c.
Corretas: I, II e III.
IV. Falsa: em D não existe mais base.
V. Falsa: em E não existe mais base.

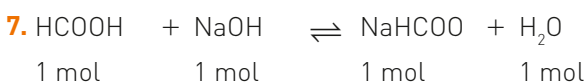
- Itens corretos: b, d, e.
- I. Verdadeira. O HNO_3 tem $\alpha = 100\%$ e $m = 0,1$ mol/L $\Rightarrow \text{pH} = 1$.
II. Falsa: HCN é ácido fraco: $\alpha < 5\%$ e $\text{pH} > 1$.
III. Verdadeira.
IV. Falsa. No ponto de equivalência, $\text{pH} = 7$.
- Alternativa a.
A = II.
B = III.
C = IV.
D = I.

6. Alternativa d.

Ácido acético é um ácido fraco ($\alpha < 5\%$) e, portanto, em solução aquosa 0,10 mol/L encontra-se pouco ionizado e terá pH maior do que 1. Dessa forma, a afirmação I está correta.

Após a adição das primeiras quantidades de base, o ácido já se encontra parcialmente neutralizado, e a solução resultante é uma solução-tampão. Esse tampão será destruído quando houver a neutralização total do ácido ("salto" do pH), portanto a afirmação II está correta.

O ponto de equivalência na titulação de um ácido fraco por uma base forte ocorre em pH acima de 7, devido à reação de hidrólise do ânion proveniente do ácido fraco. Portanto, a afirmação III está correta.



$$m_{\text{HCOOH}} = \frac{n_{\text{HCOOH}}}{V}$$

$$0,100 \text{ mol/L} = \frac{n_{\text{HCOOH}}}{0,025 \text{ L}} \Rightarrow n_{\text{HCOOH}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Na situação em que $[\text{HCOOH}] = [\text{HCOO}^-]$, houve consumo de metade do n_{HCOOH} , isto é, n_{HCOOH} consumido = 0,00125 mol. Assim, o n_{NaOH} consumido será de $0,00125 = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$. Portanto:

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-1} = \frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{V}$$

$$V = 0,0125 \text{ L ou } 12,5 \text{ mL}$$

Pelo gráfico, verifica-se que, para V_{NaOH} consumido igual a 12,5 mL, o pH está em torno de 4. Nesse pH, o indicador está na faixa laranja.

8. Alternativa b.

100 mL de NaOH em solução 0,1 mol/L, cujo pOH é 13, correspondem a 0,01 mol de OH^- . 36 gotas de HCl correspondem a 18 mL; esse volume de ácido em solução 5 mol/L corresponde a 0,009 mol de H^+ . Em reação, sobra 0,001 mol de íons OH^- em excesso, o que corresponde a 0,01 mol/L ou pOH = 12. Assim, a solução final passa de 13 para 12.

9. Afirmativas corretas: 01, 08, 16 e 32.

10. Alternativa e.

11. Alternativa e.

Capítulo 32 Constante do produto de solubilidade (K_s)

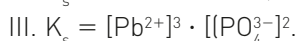
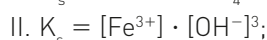
Objetivos do capítulo

- Quantificar o K_s e a concentração em mol/litro (solubilidade) das soluções aquosas de sais;
- relacionar o efeito do íon comum com a solubilidade do sal na solução;
- prever a classificação da solução em: insaturada, saturada, com ou sem corpo de fundo.

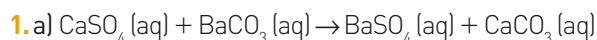
Sugestões de abordagem

Usar vários copos contendo a mesma quantidade de água e adicionar, a cada um deles, a mesma quantidade de sais diferentes (CaCO_3 , CaSO_4 , NaCl , etc.). Com isso, discutir a solubilidade de cada sal, bem como o equilíbrio que se estabelece entre o corpo de fundo e a solução, apresentando a constante do produto de solubilidade.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 628)



Desafiando seus conhecimentos (p. 631)

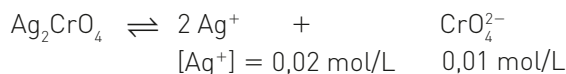


b) Teremos:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$K_{ps} = (5 \cdot 10^{-5})^2 \Rightarrow K_{ps} = 2,5 \cdot 10^{-9}$$

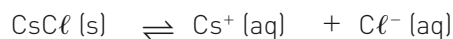
2. Alternativa e.



$$[\text{Ag}^+] = 0,02 \text{ mol/L} \quad [\text{CrO}_4^{2-}] = 0,01 \text{ mol/L}$$

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = 0,02^2 \cdot 0,01 = 4,0 \cdot 10^{-6}$$

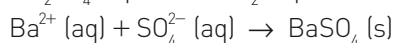
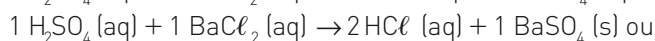
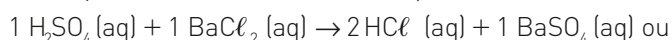
3. Alternativa b.



$$x \quad \quad \quad x \quad \quad \quad x$$

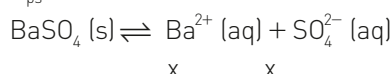
$$K_s = [\text{Cs}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = x \cdot x = x^2 \Rightarrow x = \sqrt{K_s}$$

4. Equação química completa e balanceada da obtenção do sulfato de bário no experimento:



Cálculo da solubilidade do sulfato de bário em uma solução saturada:

$$K_{ps} = 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$



$$x \quad \quad \quad x$$

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

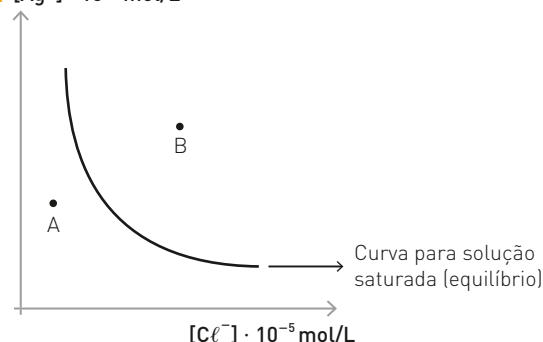
$$K_{ps} = x \cdot x$$

$$10^{-10} = x^2$$

$$x = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\text{Solubilidade} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

5. $[\text{Ag}^+] \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$



[I]. Correta.

[II]. Incorreta. Em B a solução estava supersaturada (monofásica).

[III]. Correta.

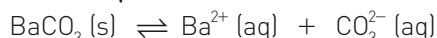
[IV]. Incorreta. A temperatura altera o K_s .

6. a) Quanto menor o valor do K_{ps} , menos solúvel será a substância. O carbonato de estrôncio (SrCO_3) possui o menor valor de K_{ps} ; logo, cristalizará primeiro.

b) Teremos:

$$[\text{BaCl}_2] = 1 \mu\text{mol/L} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 1 \mu\text{mol/L} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$



$$10^{-6} \text{ mol/L} \quad (\text{Ba}^{2+} \text{ derivado do } \text{BaCl}_2)$$

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

$$8,1 \cdot 10^{-9} = 10^{-6} \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 8,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

7. Alternativa d.

O agente precipitante mais eficiente é aquele que apresenta menor $[\text{Pb}^{2+}]$ em solução saturada. Comparando os valores de K_{ps} dos quatro compostos com mesma proporção de íons (1 Pb^{2+} : 1 ânion), o PbS apresenta o menor K_{ps} , e, portanto, menor $[\text{Pb}^{2+}]$:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$$

$$7 \cdot 10^{-29} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot 10^{-2} \Rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = 7 \cdot 10^{-27} \text{ mol/L}$$

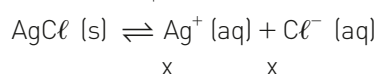
Fazendo a mesma análise para o $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ (único composto com proporção de íons diferente dos demais), teremos:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

$$3 \cdot 10^{-44} = [\text{Pb}^{2+}]^3 \cdot (10^{-2})^2 \Rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = 3,1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Assim, o precipitante mais eficiente é o S^{2-} .

8. a) Cálculo do K_{ps} :



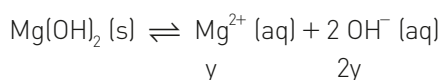
$$x \quad \quad \quad x$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

$$K_{ps} = x^2$$

$$x^2 = 2 \cdot 10^{-10}$$

$$x = \sqrt{2 \cdot 10^{-10}} = 1,42 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$



$$y \quad \quad \quad 2y$$

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

$$K_{ps} = y \cdot (2y)^2$$

$$4y^3 = 8 \cdot 10^{-12}$$

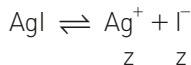
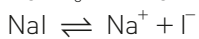
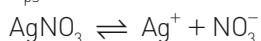
$$y = \sqrt[3]{2 \cdot 10^{-12}} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$y > x$$

Conclusão: a solubilidade do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é maior do que a solubilidade do AgCl .

b) Teremos:

$$K_{ps} \text{ para o AgI} = 8 \cdot 10^{-17}$$



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-]$$

$$Q_{ps} = (1,0 \cdot 10^{-4})^2$$

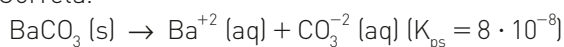
$$Q_{ps} = 1,0 \cdot 10^{-8}$$

$$1,0 \cdot 10^{-8} > 8 \cdot 10^{-17}$$

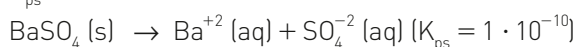
Conclusão: haverá formação de precipitado.

9. Alternativa d.

[I] Correta.



$$K_{ps} = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{8 \cdot 10^{-8}} = 2\sqrt{2} \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$K_{ps} = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{1 \cdot 10^{-10}} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A solubilidade do sulfato de bário é menor que do carbonato de bário; consequentemente, o sulfato de bário é menos solúvel que o carbonato de bário.

[II] Incorreta.



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$2 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$x = 44,8 \text{ L de CO}_2$$

[III] Correta.



A proporção estequiométrica da reação é de 1:1, portanto 2 mol de BaCO_3 reagem com 2 mol de H_2SO_4 , resultando 3 mol de ácido em excesso, que irá equivaler a:

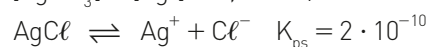
$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 98 \text{ g}$$

$$3 \text{ mol} \longrightarrow x \text{ g}$$

$$x = 294 \text{ g}$$

10. Alternativa a.

$$[\text{AgNO}_3] = [\text{Ag}^+] = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$10^{-2} \quad \mu$$

$$10^{-2} \cdot \mu \geq K_{ps}$$

$$10^{-2} \cdot \mu \geq 2 \cdot 10^{-10}$$

$$\mu \geq 2 \cdot 10^{-8} \text{ (precipitação)}$$

Conexão

Odontologia (p. 634)

O pH, a solubilidade e a deterioração dos dentes

$$1. C = \frac{m}{V} \Rightarrow C = \frac{5,02 \text{ g}}{2 \text{ L}} = 2,51 \text{ g/L}$$

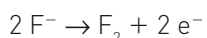
$$1 \text{ mol} \longrightarrow 502 \text{ g}$$

$$x \longrightarrow 2,51 \text{ g}$$

$$x = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Ppm = mg/L, então teremos 5 mg de F^- em 1 L da amostra.

3. Não, pois não há mudança no pH de nenhuma das espécies envolvidas.



5. O ácido citado no texto que provoca fadiga muscular é o ácido láctico.

$$6. a) K_c = \frac{[\text{Ca}]^5 \cdot [\text{HPO}_4]^3}{[\text{H}^+]^4}$$

b) I. Nada acontece, pois não existem espécies gasosas no sistema.

II. É deslocado para a esquerda, pois a reação direta é exotérmica.

III. É deslocado para a direita, pois aumenta $[\text{H}^+]$.

IV. É deslocado para a esquerda, pois os íons H^+ serão consumidos.

V. Nada acontece, pois o catalisador influencia apenas na velocidade da reação.

7. Para $\text{pH} = 4,5$, teremos:

$$[\text{H}^+] = 10^{-4,5} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = 9,5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-9,5} \text{ mol/L}$$

Para $\text{pH} = 1,5$, teremos:

$$[\text{H}^+] = 10^{-1,5}$$

$$\text{pOH} = 12,5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-12,5} \text{ mol/L}$$

Gota

1. Alternativa c.

Os alimentos citados no texto como geradores de purina, que, por sua vez, dá origem ao ácido úrico, são ricos em proteínas.

2. a) Segundo o texto, para ser considerada hiperuricemia a massa de ácido úrico em 100 mg de plasma deve ser maior que 7 mg.

b) O valor máximo para os padrões de normalidade é de 7 mg/100 mg de plasma; como a densidade é igual a 1 g/mL, e o volume de plasma corresponde a 55% do volume total de sangue, teremos:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ mg de plasma} & \text{---} & 0,1 \text{ mL de plasma} & \text{---} & 55\% \text{ do volume sanguíneo} \\ & & x & \text{---} & 100\% \text{ do volume sanguíneo} \end{array}$$

$x = 0,18 \text{ mL de sangue.}$

$$\begin{array}{rcl} 0,18 \text{ mL de sangue} & \text{---} & 7 \text{ mg de ácido úrico} \\ 1000 \text{ mL} & \text{---} & y \end{array}$$

$$y = 38888,9 \text{ mg} = 38,9 \text{ g de ácido úrico por L de sangue.}$$

Unidade 9 – Radioatividade

Esta é uma unidade na qual a história da Química, juntamente com a história do mundo, está muito presente. Aqui é possível fazermos relatos de descobertas químicas, apresentarmos cientistas e explorarmos alguns fatos históricos, como guerras e acidentes radioativos.

Contrapondo-se a esse relato do passado, a unidade contém também descobertas atuais da radioatividade, como o uso medicinal dela, apresentado no capítulo 33.

Também faz, no capítulo 35, um paralelo entre a radioatividade e diversos outros ramos, como a Arqueologia, a Geologia, a Medicina e a alimentação.

Em geral, a unidade não apresenta grandes dificuldades nas operações matemáticas, mas requer que o aluno, em alguns casos, use habilidades de análise e interpretação de gráficos.

Objetivos da unidade

- Compreender e ser capaz de descrever o experimento de Rutherford da ação do campo eletromagnético sobre as radiações;

- relacionar as Leis da Radioatividade com os fenômenos radioativos;
- compreender as transmutações artificiais;
- comparar o período de semidesintegração de algumas espécies;
- conhecer o histórico da bomba atômica;
- descrever simplificada o funcionamento de um reator nuclear;
- identificar os perigos da contaminação radioativa;
- associar a radioatividade com outros ramos das ciências.

Ideias iniciais

A sugestão é que o professor utilize as perguntas de abertura da unidade como motivadoras para iniciar a discussão dos assuntos que serão trabalhados com os alunos:

Você sabe como são originados os fenômenos radioativos? Qual é a diferença entre os processos de fusão e fissão nuclear?

Material de apoio

Apresentamos a seguir sugestões para ampliação dos temas abordados na unidade e, eventualmente, para apoiar o professor em relação às pesquisas que são solicitadas aos alunos. É altamente recomendável que, caso pretenda compartilhar essas sugestões com seus alunos, você tenha acesso prévio a elas, para avaliar sua adequação, principalmente quando se tratar de conteúdo da internet de endereços não exclusivamente educativos (como é o caso do YouTube). Endereços eletrônicos acessados em 15 jun. 2018.

- Sugestão de vídeo sobre a descoberta da radioatividade e simulação dos experimentos de Becquerel: <www.youtube.com/watch?v=5VvjBz-jbVc>.
- YouTube — Vídeo mostra aula sobre radioatividade: <www.youtube.com/watch?v=79MKwhKqcPg>.
- A radioatividade e a história do tempo presente (aborda a utilização da energia nuclear a

partir da segunda metade do século XX, e a polêmica envolvida) — *Química Nova na Escola*, n. 19, p. 27: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc19/a08.pdf>>.

- Raios X e radioatividade (comenta as descobertas, no final do século XIX, dos raios X e da radioatividade, que trouxeram revelações importantes sobre a estrutura atômica) — *Química Nova na Escola*, n. 2, p. 19: <<http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/historia.pdf>>.
- A Química do tempo: carbono-14 (visão geral sobre a técnica de datação de objetos através de medidas do decaimento radioativo do isótopo carbono-14) — *Química Nova na Escola*, n. 16, p. 6: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc16/v16_A03.pdf>.
- Poema “Rosa de Hiroxima”, de Vinicius de Moraes: <<http://teorialiterariaufrj.blogspot.com.br/2009/06/faces-da-obra-literaria.html>>.

Capítulo 33 Estudo das radiações

Objetivos do capítulo

- Identificar as partículas α , β e γ e associá-las com sua constituição;
- representar equações químicas das emissões das partículas α , β e γ ;
- conhecer algumas séries radioativas.

Sugestões de abordagem

O grande interesse que o assunto desperta nos alunos permite que ele seja abordado de várias maneiras:

- a bomba de Hiroshima, seu poder destrutivo imediato, suas consequências a médio e longo prazos;
- alguns usos medicinais da radioatividade;
- a história da sua descoberta;

- a produção de energia a partir de reatores nucleares, suas vantagens e desvantagens;
- a análise do poema “Rosa de Hiroxima”, de Vinicius de Moraes.

Uma alternativa é, mostrando a radiografia de um osso, explicar o que é radiação, quais os materiais opacos em relação a ela e qual a sua penetração. Mencionar ainda que tanto os dentistas como os operadores de aparelhos de raios X devem usar proteção apropriada.

A partir disso, mostrar uma breve evolução da descoberta da radioatividade e, a seguir, introduzir as leis da radioatividade.

OBSERVAÇÃO

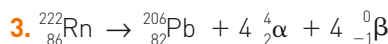
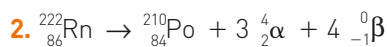
Seria conveniente recordar assuntos como constituição do átomo, número atômico, número de massa e suas representações.

Conexão

Saúde e meio ambiente (p. 645)

Uma série radioativa

1. Porque em locais abertos não há acúmulo do material radioativo, pois ele se espalha.



4. Pesquisa a ser realizada pelo aluno.

Aceleradores de partículas no Brasil

1. Pesquisa a ser realizada pelo aluno.

Sociedade (p. 650)

Pequena loja do rádio

1. Alternativa b.

Arejando o ambiente o material radioativo se espalha, não havendo acúmulo.

2. a) É uma água considerada fracamente radioativa.

b) Teremos:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mache} & \text{ ————— } 12,802 \text{ Becquerel/L} \\ 9,83 \text{ mache} & \text{ ————— } x \\ x & = 125,84 \text{ Becquerel/L} \end{aligned}$$

3. A exposição a altas concentrações de substâncias radioativas pode causar câncer, mutações e muitos outros problemas de saúde.

4. Porque a concentração do material radioativo dissolvido na água é muito pequena e não oferece riscos à saúde.

5. Resposta pessoal do aluno

Fundamentando seus conhecimentos (p. 652)

1. I. B e E

II. C

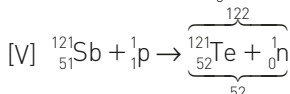
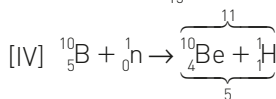
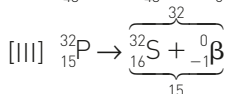
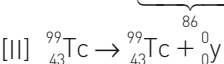
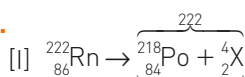
III. A e D

2. $X = \alpha$

$Y = \beta$

$Z = \gamma$

3.

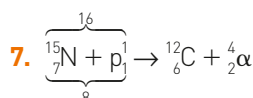
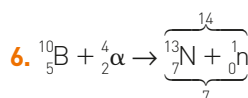
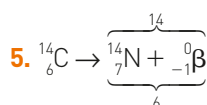
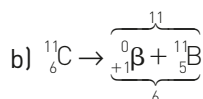


4.

a) ${}^{11}_6\text{C}$

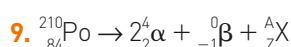
$$Z = 6$$

$$A = 11$$



8. Alternativa c.

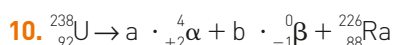
A partícula ${}^4_2\alpha$ é formada por 2 p e 2 n.



$$\begin{cases} 210 = 2 \cdot 4 + 0 + A \\ 210 = 8 + A \Rightarrow A = 202 \end{cases}$$

$$84 = 2 \cdot 2 + (-1) + Z$$

$$84 = 4 - 1 + Z \Rightarrow Z = 81$$



$$\begin{cases} 238 = 4a + 0 \cdot b + 226 \\ 238 = 4a + 226 \Rightarrow a = 3 \end{cases}$$

$$92 = 3 \cdot (+1) + b \cdot (-1) + 88$$

$$92 = 6 - b + 88 \Rightarrow b = 2$$

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 653)

1. Alternativa a.

A partícula α , por ser positiva, é atraída pela placa negativa.

2. Alternativa a.

3. a) Verdadeiro. A radiação II tem poder de penetração intermediário.

b) Falso. A radiação α corresponde a I (menor poder de penetração).

c) Falso. $\alpha \rightarrow {}^4_2\alpha$; $n \rightarrow {}^1_0n$

d) Falso. Quando um núcleo radioativo emite uma radiação α , seu número atômico diminui 2 unidades.

4. Alternativa c.

A radiação gama tem alto poder de ionização.

5. Alternativa d.

[a] Incorreta. No núcleo do nitrogênio ${}^{14}_7\text{N}$, existem 7 prótons.

[b] Incorreta. No átomo de hidrogênio ${}^1_1\text{H}$, não existem nêutrons.

$$A = Z + N$$

$$N = 2 - 2 = 0$$

[c] Incorreta. Como o átomo de carbono ${}^{11}_6\text{C}$ se encontra no estado neutro, teremos a mesma quantidade de prótons e elétrons, ou seja, $6p = 6e^-$.

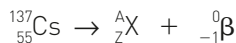
[d] Correta. O átomo de ${}^4_2\text{He}$ possui 2 nêutrons.

$$A = Z + N$$

$$N = 4 - 2 = 2$$

[e] Incorreta. No átomo de ${}^{14}_7\text{N}$ existem 7 prótons.

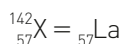
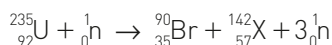
6. Alternativa b.



$$137 = A + 0 \Rightarrow A = 137$$

$$55 = Z - 1 \Rightarrow Z = 56$$

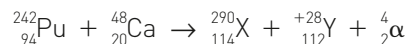
7. Alternativa d.



8. Alternativa b.

A emissão de uma partícula beta faz com que o número atômico aumente uma unidade e a massa não se altere.

9. Alternativa b.



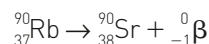
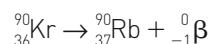
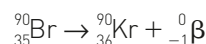
$$a = 290$$

$$b = {}^4_2\alpha$$

10. Alternativa e.

Ao emitir uma partícula beta, o número atômico (número de prótons) aumenta uma unidade e o número de massa permanece inalterado.

partículas beta ${}^0_{-1}\beta$



11. Alternativa d.

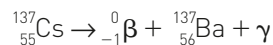


$$137 = 0 + A$$

$$A = 137$$

$$55 = -1 + Z$$

$$Z = 56$$



12. Alternativa b.

$$\left. \begin{array}{l} {}^x_y\text{a} + {}^2_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + \text{energia} \\ x + 2 = 4 \Rightarrow x = 2 \\ y + 1 = 2 \Rightarrow y = 1 \end{array} \right\}$$

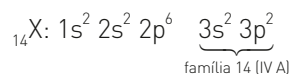
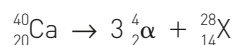
$${}^x_y\text{a} = {}^2_1\text{H} \text{ ou } {}^2_1\text{D} \text{ (deutério ou hidrogênio pesado)}$$

$$\left. \begin{array}{l} {}^2_1\text{H} + {}^3_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^t_w\text{b} + \text{energia} \\ 2 + 3 = 4 + t \Rightarrow t = 1 \\ 1 + 1 = 2 + w \Rightarrow w = 0 \end{array} \right\}$$

$${}^t_w\text{b} = {}^1_0n \text{ (nêutron)}$$

13. Alternativa b.

Usando como exemplo o cálcio ($Z = 20$ e $A = 40$), temos:



Desafiando seus conhecimentos (p. 656)

1. Alternativa d.

A radioatividade é a capacidade que os átomos de determinados elementos químicos apresentam de emitir espontaneamente energia sob a forma de partículas ou de radiação eletromagnéticas. Em uma reação nuclear há decomposição radioativa de núcleos e formação de novos núcleos mais estáveis.

2. Alternativa e.

Esse lixo é prejudicial, pois é composto, entre outros, por elementos químicos que possuem tempo de meia-vida elevado e emitem radiação capaz de provocar danos à saúde dos seres vivos.

3. Alternativa c.

Número atômico = número de prótons

Número de nêutrons = massa – número atômico

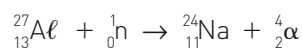
Nêutrons do Pb = $208 - 82 = 126$

4. Alternativa d.

A emissão de uma partícula alfa faz com que o número atômico diminua duas unidades e a massa diminua quatro unidades.

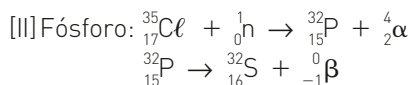
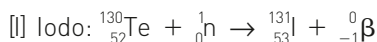
5. Alternativa a.

A equação completa e balanceada é representada abaixo:

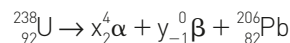


6. Alternativa d.

Teremos:



7. Alternativa a.



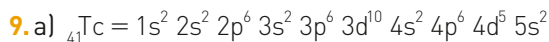
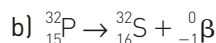
$$238 = 4x + 206$$

$$x = 8 \text{ (partículas } \alpha \text{)}$$

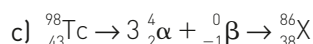
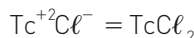
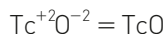
$$92 = 16 - y + 82$$

$$y = 6 \text{ (partículas } \beta \text{)}$$

8. a) As radiações alfa e beta são chamadas de partículas, pois apresentam massa e carga elétrica:



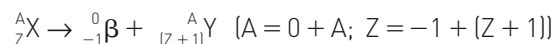
b) Teremos:



10. Alternativa d.

[I] Incorreta. O poder de penetração da radiação alfa (α) é menor do que o da radiação gama (γ).

[II] Correta. A perda de uma partícula beta (β) por um átomo ocasiona a formação de um átomo de número atômico maior.



[III] Correta. A emissão de radiação gama a partir do núcleo de um átomo não altera o número atômico e o número de massa deste átomo.



[IV] Incorreta. A desintegração de ${}_{88}^{226}\text{Ra}$ a ${}_{83}^{214}\text{Bi}$ envolve a emissão consecutiva de três partículas alfa (α) e uma beta (β).

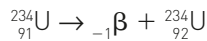
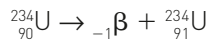
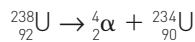


$$226 = 214 + 4x + y \cdot 0 \Rightarrow x = 3$$

$$88 = 83 + 2x - y$$

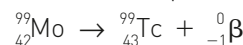
$$88 = 83 + 2 \cdot 3 - y \Rightarrow y = 1$$

11. Alternativa b.

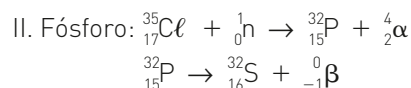
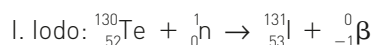


12. Alternativa a.

Teremos a transformação do molibdênio-99 em tecnécio-99 a partir da emissão da partícula beta:

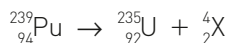


13. Alternativa e.



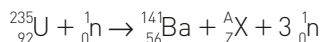
14. Alternativa a.

A partir das informações fornecidas no enunciado, é válido que:



Logo, em relação a X, podemos afirmar que este pode ser encontrado no grupo 18 da tabela periódica, uma vez que identificado como uma partícula alfa, ou seja, o núcleo de um átomo de hélio.

15. Alternativa c.



Assim, teremos:

$$235 + 1 = 141 + A + 3$$

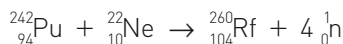
$$A = 92$$

$$92 + 0 = 56 + Z + 0$$

$$Z = 36$$

16. Dentro de um período, o potencial ou energia de ionização cresce da esquerda para a direita em função da diminuição do raio atômico. Sendo assim, no segundo período, o elemento que apresenta maior energia de ionização é o neônio. Há três isótopos do neônio com números de massa 20, 21, e 22. Para que haja a produção de quatro partículas subatômicas idênticas, o isótopo usado deverá ser o neônio-22.

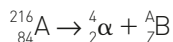
Assim, podemos então montar a equação solicitada:



No estado fundamental, o Rutherfordório deverá apresentar a mesma quantidade de prótons e elétrons, ou seja, 104.

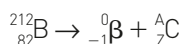
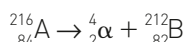
17. Alternativas corretas: 02 e 08.

O átomo ${}_{84}^{216}\text{A}$ emite uma partícula α e se transforma no átomo B, que emite uma partícula β para transmutar-se no átomo C. Por fim, o átomo C emite radiação γ , a fim de tornar-se estável:



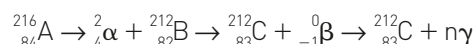
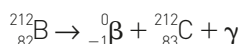
$$216 = 4 + A \Rightarrow A = 212$$

$$84 = 2 + Z \Rightarrow Z = 82$$



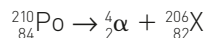
$$212 = 0 + A \Rightarrow A = 212$$

$$82 = -1 + Z \Rightarrow Z = 83$$



${}_{82}^{212}\text{B}$ e ${}_{83}^{212}\text{C}$ são isóbaros.

18. Alternativa c.



19. Alternativa d.

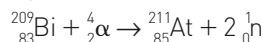
[I]. Correta. A radiação alfa é positiva (núcleo do átomo de hélio), por isso é atraída pelo polo negativo de um campo elétrico.

[II]. Correta. O baixo poder de penetração das radiações alfa decorre de sua elevada massa.

[III]. Incorreta. A radiação beta é constituída por partículas negativas.

[IV]. Correta. As partículas alfa são iguais a átomos de hélio que perderam os elétrons.

20. Equação nuclear balanceada de obtenção do ${}^{211}\text{At}$ a partir do ${}^{209}\text{Bi}$:



A quantidade total de astato encontrada na crosta terrestre é de 28 g, então:

$$210 \text{ g (Astato)} \longrightarrow 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$28 \text{ g (Astato)} \longrightarrow n_{\text{At}}$$

$$n_{\text{At}} = 8,0 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

21. [I]. Incorreto. Segundo a reação ${}_{27}^{59}\text{Co} + {}_0^w\text{K} \longrightarrow {}_{27}^{60}\text{Co}$, $y = 27$.

[II]. Incorreto. A partícula K não possui massa, e os prótons, sim.

[III]. Correto. O número de nêutrons é calculado pela diferença entre a massa e o número atômico; assim, teremos: $60 - 27 = 33$.

[IV]. Correto, pois a massa aumenta em duas unidades.

[V]. Correto, pois a emissão de uma partícula beta faz com que o número atômico aumente em uma unidade.

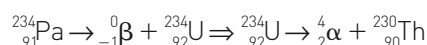
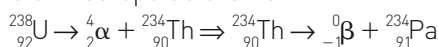
[VI]. Correto, pois y é igual ao número atômico do ${}^{59}\text{Co}$.

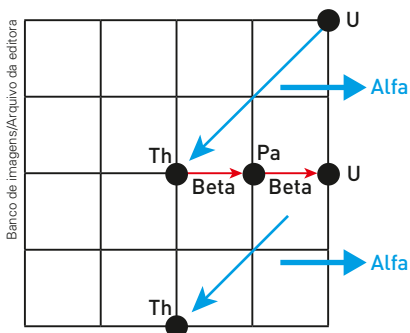
22. F – F – V – V – V.

Análise das proposições:

(F) O isótopo 238 do urânio possui 146 nêutrons ($238 - 92$).

(F) O elemento que emite a segunda partícula alfa, na série, possui número de massa 234 e é um isótopo do urânio:





(V) O elemento que resulta da emissão alfa do urânio-238 é o isótopo 234 do elemento de número 90.

(V) O elemento que resulta da última emissão de partícula alfa, descrita acima, possui 90 prótons e 140 nêutrons: é o $^{230}_{90}\text{Th}$.

(V) O elemento resultante da segunda emissão beta é isóbaros do elemento resultante da primeira emissão alfa ($^{234}_{92}\text{U}$ e $^{230}_{90}\text{Th}$).

Capítulo 34

Cinética das desintegrações radioativas

Objetivos do capítulo

- Identificar a meia-vida de um radioisótopo;
- interpretar gráficos de meia-vida;
- por meio da comparação do período de semi-desintegração de duas espécies, inferir sobre qual delas ficará mais tempo no ambiente.

Sugestões de abordagem

É preciso ter o cuidado de enfatizar e deixar claro o conceito de meia-vida, pois muitos alunos entendem que, em duas meias-vidas, ocorre a desin-

tegração total de uma amostra radioativa. O esquema clássico:

$$m_0 \xrightarrow{\text{meia-vida}} \frac{m_0}{2}$$

pode auxiliar; no entanto, deve ser lembrado que $\frac{m_0}{2}$ se refere à massa do isótopo que sofreu desintegração, e não à amostra total do material, pois o produto da desintegração ainda está presente na amostra.

Fundamentando seus conhecimentos (p. 663)

1. 60%

3. 37%

2. 50%

4. 20%

5. $\cong 7$ anos

$$\begin{array}{ccc} 100\% & \xrightarrow{\text{meia-vida}} & 50\% \\ t = 0 & & \cong 7 \text{ anos} \end{array}$$

$$6. \begin{array}{ccccccc} 100\% & \xrightarrow{7 \text{ anos}} & 50\% & \xrightarrow{7 \text{ anos}} & 25\% & \xrightarrow{7 \text{ anos}} & \\ & \xrightarrow{7 \text{ anos}} & 12,5\% & \xrightarrow{7 \text{ anos}} & 6,25\% & & \end{array}$$

$$7. \begin{array}{ccccccc} 20 \text{ g} & \xrightarrow{6 \text{ h}} & 10 \text{ g} & \xrightarrow{6 \text{ h}} & 5 \text{ g} & \xrightarrow{6 \text{ h}} & 2,5 \text{ g} & \xrightarrow{6 \text{ h}} & \\ & \xrightarrow{6 \text{ h}} & 1,25 \text{ g} & & & & & & \end{array}$$

4 meias-vidas = 24 horas

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 664)

1. Alternativa d.

Teremos:

$$\begin{array}{ccccccc} 16 \text{ g} & \xrightarrow{8 \text{ dias}} & 8 \text{ g} & \xrightarrow{8 \text{ dias}} & 4 \text{ g} & \xrightarrow{8 \text{ dias}} & \\ & \xrightarrow{8 \text{ dias}} & 2 \text{ g} & \xrightarrow{8 \text{ dias}} & 1 \text{ g} & \dots & \end{array}$$

Este decaimento equivale ao gráfico:



2. Alternativa d.

$400 \text{ g} \xrightarrow{\text{MV}} 200 \text{ g} \xrightarrow{\text{MV}} 100 \text{ g} \xrightarrow{\text{MV}} 50 \text{ g} \xrightarrow{\text{MV}} 25 \text{ g} \xrightarrow{\text{MV}} 12,5 \text{ g} \xrightarrow{\text{MV}} 6,25 \text{ g}$
 6 meias-vidas $\therefore$ 30 horas.

3. Alternativa b.

Sabendo que o tempo de meia-vida do cério-137 é igual a 30 anos, pode-se concluir que o intervalo de tempo de 120 anos é igual a $n = \frac{120}{30} = 4$ meias-vidas.

Sendo assim:

$$f = \frac{100}{2^n} \% \Rightarrow \frac{100}{2^4} \% \Rightarrow 6,3\%$$

4. Alternativa e.

O tempo de meia-vida é o tempo necessário para que um nuclídeo decaia metade da quantidade inicial. Como o acidente comemora 30 anos, e a meia-vida do Sr-90 é de aproximadamente 28 anos, então houve apenas 1 decaimento, ou seja, metade: $\frac{1}{2}$.

5. Alternativa b.

$^{137}\text{Cs} \xrightarrow{30 \text{ anos}} ^{137}\text{Cs} \xrightarrow{30 \text{ anos}} ^{137}\text{Cs} \xrightarrow{30 \text{ anos}} ^{137}\text{Cs} \xrightarrow{30 \text{ anos}} ^{137}\text{Cs}$
 $1,2 \text{ g} \xrightarrow{30 \text{ anos}} 0,6 \text{ g} \xrightarrow{30 \text{ anos}} 0,3 \text{ g} \xrightarrow{30 \text{ anos}} 0,15 \text{ g}$

6. Alternativa d.

Cálculo do número de meias-vidas:

$$t_{(1/2)} = \frac{315}{45} = 7$$

A cada 1 período de meia-vida, a massa do radioisótopo cai pela metade. Assim:

$$M_{\text{final}} = \frac{M_{\text{inicial}}}{2^n} = \frac{A}{2^7} = \frac{A}{128}$$

7. Alternativa a.

Teremos:

$$m_{\text{inicial}} = 2 \text{ g}$$

$$m_{\text{final}} = \frac{m_{\text{inicial}}}{2^n}$$

n = número de meias-vidas

p = meia-vida

tempo = $n \cdot p$

$100 \text{ h} = n \cdot 20 \text{ h}$

$n = 5$

$$m_{\text{final}} = \frac{2 \text{ g}}{2^5} = \frac{1}{16} \text{ g} = 62,5 \text{ mg}$$

8. Alternativa d.

A partir do gráfico pode-se concluir que a meia-vida do tecnécio-99 é de 6 horas; assim:

$2 \cdot 10^7$ decaimentos $\rightarrow 1 \cdot 10^7$ decaimentos $\rightarrow 5 \cdot 10^6$ decaimentos $\rightarrow 2,5 \cdot 10^6$ decaimentos (dps final);
 como passaram-se três períodos de meia-vida, então o tempo decorrido foi de 18 horas.

*Cada seta representa um período de meia-vida.

9. Alternativa c.

A partir do gráfico concluímos que a meia-vida do radionuclídeo de gálio tem meia-vida de 80 horas; assim, para que a atividade inicial (740 MBq) decaia até a atividade mínima (92,5 MBq), teremos:

$740 \text{ MBq} \rightarrow 370 \text{ MBq} \rightarrow 185 \text{ MBq} \rightarrow 92,5 \text{ MBq}$

Como cada seta representa um período de meia-vida, então: $3 \cdot 80 \text{ horas} = 240 \text{ horas} = 10 \text{ dias}$.

10. Alternativa e.

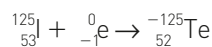
[a] Incorreta. Quanto maior a meia-vida, mais lentamente a substância se desintegra.

[b] Incorreta. Ao final de 4 860 anos restará $\frac{1}{8}$ da amostra, sendo que $\frac{7}{8}$ terá decaído.

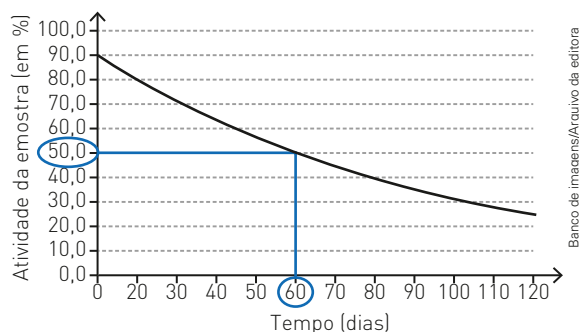
[c] Incorreta. Ao final de 3 240 anos $\frac{1}{4}$ da quantidade original de rádio estará por decair.

[d] Incorreta. Após decorridas 3 meias-vidas restarão 12,5% de rádio em qualquer amostra.

11.a) Equação que descreve a reação nuclear:



b) A partir de 50%, tem-se:



Conclusão: a meia-vida é de 60 dias.

12. Alternativa d.

$$t_{1/2}(^{11}\text{C}) = 20,4 \text{ min}$$

Tempo de aquisição da imagem = 5 meias-vidas

Massa inicial ^{11}C no medicamento = 1,00 g

A partir do decaimento radioativo do ^{11}C , tem-se:

$$1,00 \text{ g} \xrightarrow{20,4 \text{ min}} 0,5 \text{ g} \xrightarrow{20,4 \text{ min}} 0,25 \text{ g} \xrightarrow{20,4 \text{ min}} 0,125 \text{ g} \xrightarrow{20,4 \text{ min}} 0,0625 \text{ g} \xrightarrow{20,4 \text{ min}} 0,03125 \text{ g}$$

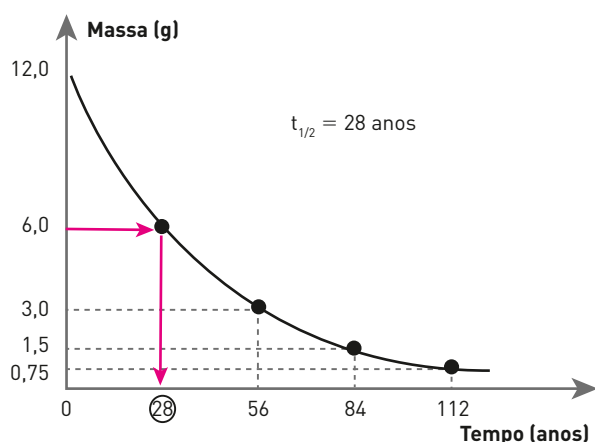
$\therefore$ 5 meias-vidas

A massa restante de ^{11}C é de 0,03125 g, ou de 31,25 mg.

Desafiando seus conhecimentos (p. 667)

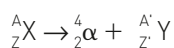
1. Alternativa b.

Podemos calcular o tempo de meia-vida a partir do gráfico:



Banco de imagens/Arquivo da editora

2. Alternativas corretas: 01, 04, e 16.



$Z' = Z - 2$ (perde 2 prótons)

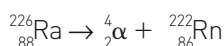
O período de semidesintegração é o tempo necessário para que metade dos átomos radioativos existentes em uma certa amostra transmutem-se em átomos estáveis.

3. Alternativa c.

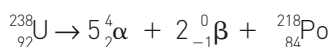
Análise das afirmativas:

[I]. Verdadeira. A conversão de ^{222}Rn em ^{218}Po é um processo exotérmico, pois é responsável pelo aquecimento de águas termais; logo, há liberação de energia.

[II]. Falsa. A conversão de ^{226}Ra em ^{222}Rn libera partículas alfa (α).



[III]. Verdadeira. Na série de decaimento, do ^{238}U ao ^{218}Po , cinco partículas α são emitidas.



[IV]. Falsa. O tempo de meia-vida ($t_{1/2}$) do ^{222}Rn é de 3,8 dias, e este se converte em polônio (^{218}Po), que, por sua vez, possui um $t_{1/2}$ de 3,1 minutos. Os tempos de meias-vidas são diferentes e a “queda” é exponencial; consequentemente, a concentração de ^{218}Po não atingirá a metade do valor da concentração inicial de ^{222}Rn .

4. Alternativa d.

$$100 \text{ mg} \xrightarrow{60 \text{ min}} 50 \text{ mg} \xrightarrow{60 \text{ min}} 25 \text{ mg} \xrightarrow{60 \text{ min}} 12,5 \text{ mg}$$

Após 3 horas restam 12,5 mg de ^{210}Bi .

5. Alternativa d.

Devemos considerar que cada átomo de Rn emite uma única partícula, de um mesmo tipo. Assim, o número total de partículas emitidas é igual ao número total de átomos presentes na amostra utilizada.

$$M(\text{Rn}) = 222 \text{ g/mol}$$

$$222 \text{ g} \xrightarrow{\text{contém}} 6 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \xrightarrow{\text{emitem}} 6 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$

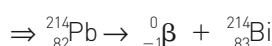
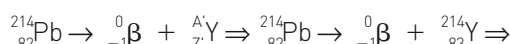
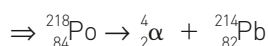
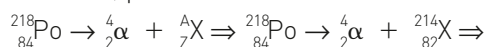
$$0,1 \cdot 10^{-3} \text{ g} \xrightarrow{\text{emitem}} x$$

$$x \text{ partículas} \cong 2,7 \cdot 10^{17} \text{ partículas}$$

6. a) Após 12 minutos de desintegração a massa restante será de 2,5 g de Polônio-218:

$$40 \text{ g} \xrightarrow{3 \text{ minutos}} 20 \text{ g} \xrightarrow{3 \text{ minutos}} 10 \text{ g} \xrightarrow{3 \text{ minutos}} 5 \text{ g} \xrightarrow{3 \text{ minutos}} 2,5 \text{ g}$$

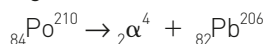
b) A emissão de uma partícula alfa gera o radioisótopo Pb, que, por sua vez, emite uma partícula beta, produzindo Bi:



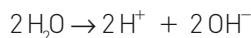
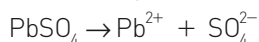
7. $200 \text{ mg} \Rightarrow 100 \text{ mg} \Rightarrow 50 \text{ mg} \Rightarrow 25 \text{ mg}$

Como foram decorridos 3 períodos de meia-vida, tem-se:

$$\frac{420}{3} = 140 \text{ dias}$$



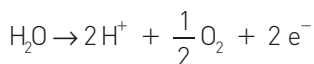
Em meio aquoso:



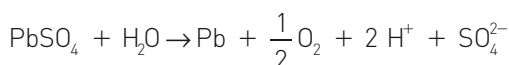
Redução catódica:



Oxidação anódica:



Equação global:



8. Alternativa b.

$$5,6 \text{ mg} \xrightarrow{2,7 \text{ dias}} 2,8 \text{ mg} \xrightarrow{2,7 \text{ dias}} 1,4 \text{ mg} \xrightarrow{2,7 \text{ dias}} 0,7 \text{ mg} \xrightarrow{2,7 \text{ dias}} 0,35 \text{ mg}$$

$$4 \cdot 2,7 = 10,8 \text{ dias}$$

$$m_{\text{remanescente}} = 0,35 \text{ mg}$$

9. Alternativa c.

Após 80 dias o medicamento será decaído aproximadamente 3 vezes; assim, teremos:

$$40 \text{ mCi}$$

$$\frac{1^\circ \text{ decaimento}}{40 \text{ mCi}} \rightarrow 20 \text{ mCi}$$

$$\frac{2^\circ \text{ decaimento}}{20 \text{ mCi}} \rightarrow 10 \text{ mCi}$$

$$\frac{3^\circ \text{ decaimento}}{10 \text{ mCi}} \rightarrow 5 \text{ mCi}$$

10. Alternativa d.

Período de tempo [5 de abril a 6 de maio] = 32 dias

8 dias — 1 meia-vida

32 dias — n

n = 4 meias-vidas

$$200 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3} \xrightarrow{8 \text{ dias}} 100 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3} \xrightarrow{8 \text{ dias}} 50 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3} \xrightarrow{8 \text{ dias}} 25 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3} \xrightarrow{8 \text{ dias}} 12,5 \text{ mil } \frac{\text{Bq}}{\text{cm}^3}$$

11. Alternativa c.

Para o fóssil, quando em vida, em uma hora, teremos:

$$15 \text{ emissões/g/min} \cdot 30 \text{ g} \cdot 60 \text{ min} = 27000 \text{ emissões.}$$

$$27000 \text{ emissões} \rightarrow 13500 \text{ emissões} \rightarrow 6750 \text{ emissões.}$$

Cada seta representa um período de meia-vida decorrido, assim como passaram-se dois períodos de meia-vida, a idade do fóssil é $2 \cdot 5730 \text{ anos} = 11460 \text{ anos}$.

12.0 – 0. Incorreta, a meia-vida do I é de 8 dias.

1 – 1. Correto, a meia-vida do I é de 5 dias e o mesmo emite uma partícula beta no seu decaimento radioativo.

2 – 2. Correto, ambos têm o mesmo número atômico.

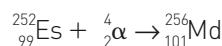
3 – 3. Incorreto, possui 43 prótons e 56 nêutrons.

4 – 4. Incorreto. A distribuição eletrônica do Tc é [Kr]: $4d^5 5s^2$.

13. Alternativa a.

Análise das afirmações:

[I]. Correta. O einstênio produzido na explosão da usina foi o isótopo 252.



[II]. Correta. Se inicialmente foi produzido 0,05 g do mendelévio, após três horas restariam $1,25 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ do isótopo.

$$m_0 \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{m_0}{2} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{m_0}{4} \dots$$

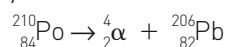
$$5 \cdot 10^{-2} \text{ g} \xrightarrow{1,5 \text{ h}} \frac{5 \cdot 10^{-2} \text{ g}}{2} \xrightarrow{1,5 \text{ h}} \frac{5 \cdot 10^{-2} \text{ g}}{4}$$

$$\xrightarrow{1,5 \text{ h}} \frac{5 \cdot 10^{-2} \text{ g}}{8} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

[III]. Incorreta. O mendelévio (Md; Z = 101) está classificado na tabela periódica.

[IV]. Incorreta. A fim de produzir novos elementos químicos, são necessários processos que envolvem uma grande quantidade de energia.

14.a) O ${}^{210}_{84}\text{Po}$ decai de acordo com a seguinte equação:



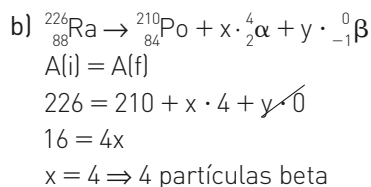
Como a meia-vida do Po-210 é de 140 dias, após 280 dias se passaram 2 meias-vidas. Assim:

amostra inicial

$$100\% \text{ Po-210} \xrightarrow{140 \text{ dias}} 50\% \text{ Po-210} \xrightarrow{140 \text{ dias}} 25\% \text{ Po-210}$$

$$0\% \text{ Pb-206} \xrightarrow{140 \text{ dias}} 50\% \text{ Pb-206} \xrightarrow{140 \text{ dias}} 75\% \text{ Pb-206}$$

Logo, após 280 dias, teremos 25% de Po e 75% de Pb, o que equivale a uma proporção de 1 : 3 em número de átomos de Po para Pb.



15.a) Pelo gráfico observamos que houve decaimento de 20% da atividade.

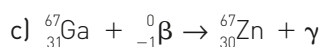
b) Após 25 horas, a quantidade de átomos de Ga injetados deve ser 80% da inicial; teremos:

$$\begin{array}{rcl} 1,2 \cdot 10^{20} \text{ átomos} & \text{---} & 100\% \\ x & \text{---} & 80\% \end{array}$$

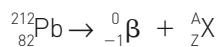
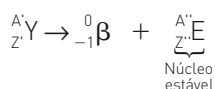
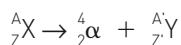
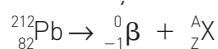
$$x = 9,6 \cdot 10^{11} \text{ átomos}$$

Se em 1 mL de sangue havia $2 \cdot 10^8$ átomos, então:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mL} & \text{---} & 2 \cdot 10^8 \text{ átomos} \\ y & \text{---} & 9,6 \cdot 10^{11} \text{ átomos} \end{array}$$

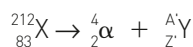
$$y = 4,8 \text{ L}$$


16.a) Estabilização do nuclídeo Y:



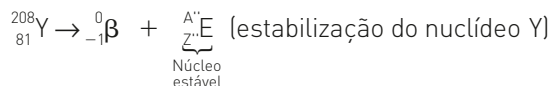
$$212 = 0 + A \Rightarrow A = 212$$

$$82 = -1 + Z \Rightarrow A = 83 \text{ (bismuto)}$$



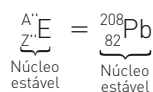
$$212 = 4 + A' \Rightarrow A' = 208$$

$$83 = 2 + Z' \Rightarrow Z' = 81 \text{ (tálio)}$$



$$208 = 0 + A'' \Rightarrow A'' = 208$$

$$81 = -1 + Z'' \Rightarrow Z'' = 82 \text{ (chumbo)}$$

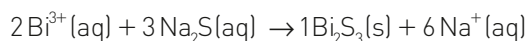


O átomo formado e o átomo inicial são isótopos, ou seja, possuem o mesmo número de prótons ($Z = 82$).

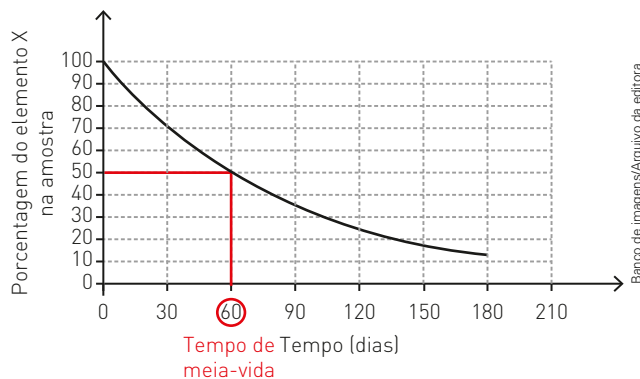
b) De acordo com a tabela periódica, o nuclídeo X é o bismuto. Conclui-se que uma solução do

nuclídeo Bi foi tratada com sulfeto de sódio (Na_2S), resultando em Bi_2S_3 .

Equação iônica que representa a formação desse sal:



A partir do gráfico:



Cálculo do tempo necessário para que ele se desintegre até restar 0,5 g de Bi_2S_3 :

$$4,0 \text{ g} \xrightarrow{t_{1/2}} 2,0 \text{ g} \xrightarrow{t_{1/2}} 1,0 \text{ g} \xrightarrow{t_{1/2}} 0,5 \text{ g}$$

$$\text{Tempo total} = 3 \cdot t_{1/2}$$

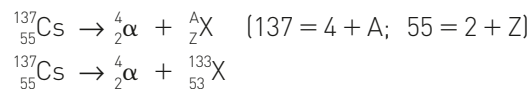
$$\text{Tempo total} = 3 \cdot 60 \text{ dias} = 180 \text{ dias}$$

17. Alternativas corretas: 01, 02, 04, 08 e 16.

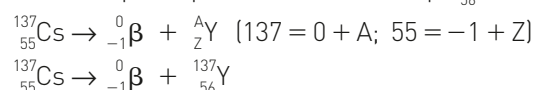
[01] Correta. Uma amostra de 100 g do radioisótopo vai levar 90 anos para diminuir para 12,5 g.

$$\begin{array}{ccccccc} m & \xrightarrow{30 \text{ anos}} & \frac{m}{2} & \xrightarrow{30 \text{ anos}} & \frac{m}{4} & \xrightarrow{30 \text{ anos}} & \frac{m}{8} \\ 100 \text{ g} & \xrightarrow{30 \text{ anos}} & 50 \text{ g} & \xrightarrow{30 \text{ anos}} & 25 \text{ g} & \xrightarrow{30 \text{ anos}} & 12,5 \text{ g} \end{array}$$

[02] Correta. A emissão de uma partícula alfa do radioisótopo irá produzir o radioisótopo ${}^{133}_{53}\text{X}$.



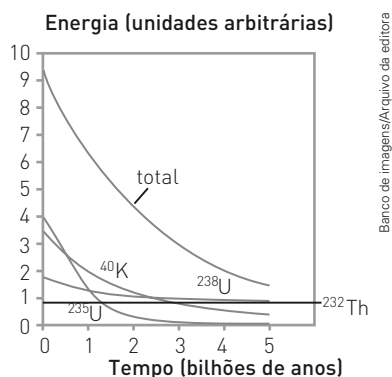
[04] Correta. A emissão de uma partícula beta do radioisótopo irá produzir o radioisótopo ${}^{137}_{56}\text{Y}$.



[08] Correta. A emissão de radiação pelo radioisótopo ${}^{137}_{55}\text{Cs}$ não altera o seu número de elétrons, pois este é um processo nuclear.

[16] Correta. O radioisótopo ${}^{137}_{55}\text{Cs}$ é considerado instável, pois, quanto maior o número de prótons no núcleo, maior a quantidade de nêutrons necessária para mantê-lo estável.

18.a) De acordo com o gráfico:



Energia radiogênica na época inicial = 9,5
Energia radiogênica após 4,55 bilhões de anos (hoje) $\cong 1,9$

$$\frac{9,5}{1,9} = 5,0$$

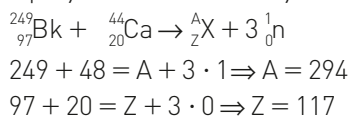
Assim, a produção de energia radiogênica era 5 vezes maior.

- b) O elemento urânio, na forma de isótopo ^{235}U , e o elemento potássio, na forma de isótopo ^{40}K .
c) O elemento urânio, na forma de isótopo ^{235}U , e o elemento tório, na forma de isótopo ^{232}Th .

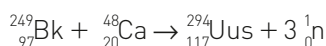
19.a) $6\text{CO}_2 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{O}_2$
O ^{14}C fica armazenado na glicose.

- b) São necessários dois períodos de meia-vida para que se chegue a 25% da quantidade original de ^{14}C ; assim, esse pedaço de carvão tem idade aproximada de 11400 anos, sendo mais antigo que a era cristã.
c) O bronze é uma liga metálica, e apenas objetos de origem orgânica possuem ^{14}C em sua composição.

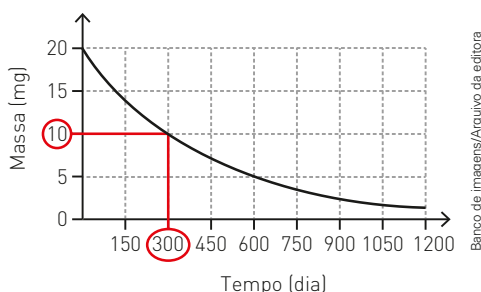
20. Equação nuclear da reação:



Então,

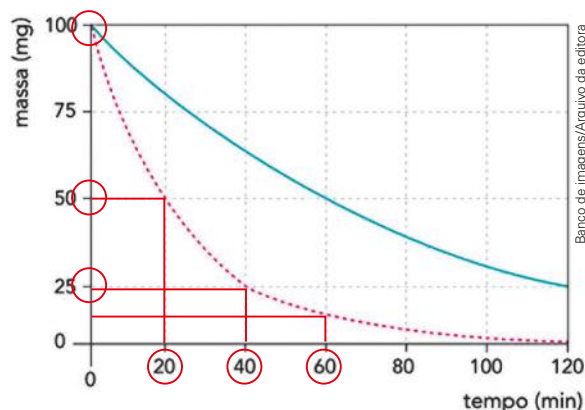


Cálculo do tempo de meia-vida:



A partir do gráfico, para metade de 20 g, ou seja, 10 g têm-se um tempo de meia-vida de 300 dias.
Fórmula química do hidróxido de berquélio II: $\text{Bk}(\text{OH})_2$.

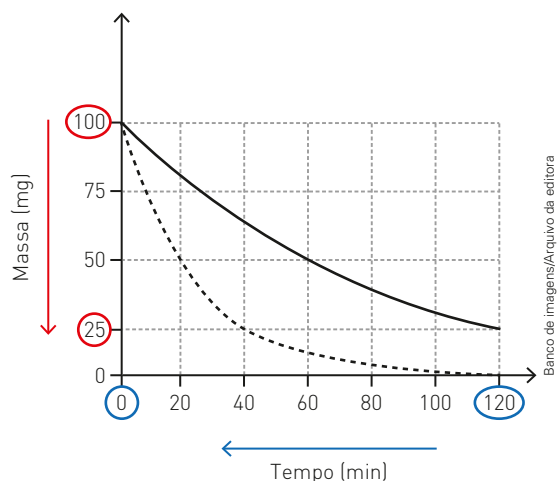
21. A partir da análise do gráfico, vem:



$$100 \text{ mg} \xrightarrow{20 \text{ min}} 50 \text{ mg} \xrightarrow{20 \text{ min}} 25 \text{ mg} \xrightarrow{20 \text{ min}} 12,5 \text{ mg}$$

Conclusão: o tempo de meia-vida do radioisótopo ^{214}Bi é de 20 minutos.

Cálculo da velocidade média de formação de partículas β , em partícula $\cdot \text{h}^{-1}$, no tempo total do experimento.



$$\Delta t = 120 \text{ min} = 2 \text{ h}$$

$$|\Delta m| = |25 - 100| = 75 \text{ mg}$$

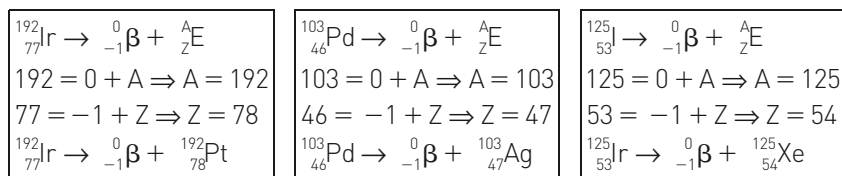
$$v_{\text{média}} = \frac{75 \text{ mg}}{2 \text{ h}} = 37,5 \text{ mg/h} = 37,5 \cdot 10^3 \text{ g/h}$$

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Bi-212} \xrightarrow{212 \text{ g}} n_{\text{Bi}} \xrightarrow{37,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}}$$

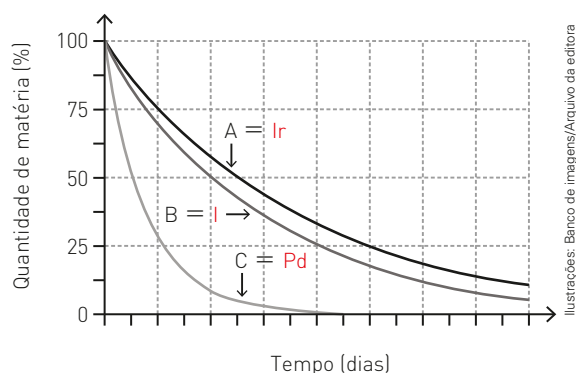
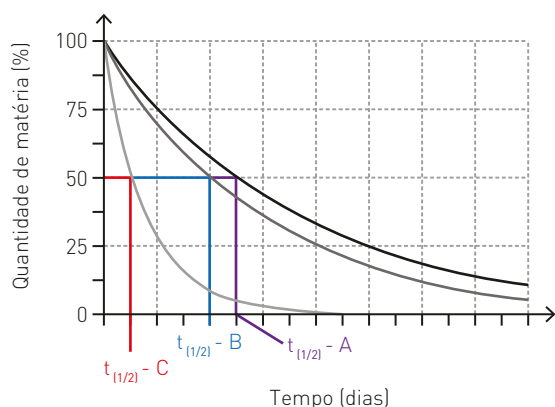
$$n_{\text{Bi}} = 1,06 \cdot 10^{20} \text{ átomos de Bi-212}$$

$$v_{\text{média}} = 1,06 \cdot 10^{20} \text{ partícula} \cdot \text{h}^{-1}$$

22. a) Equações completas no processo de decaimento para os três elementos (de acordo com o enunciado, pode-se escolher apenas um deles):



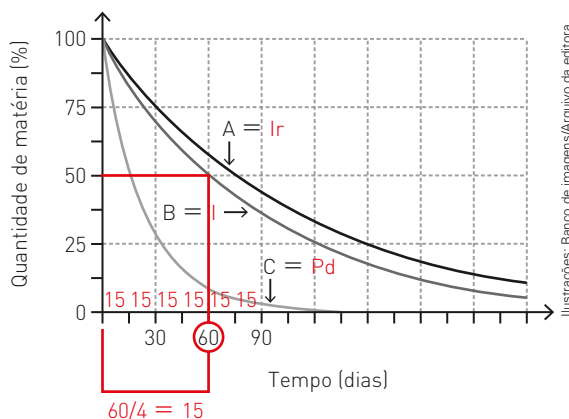
- b) O tempo de meia-vida equivale à diminuição de 50% da quantidade de matéria. Localizando no gráfico, vem:



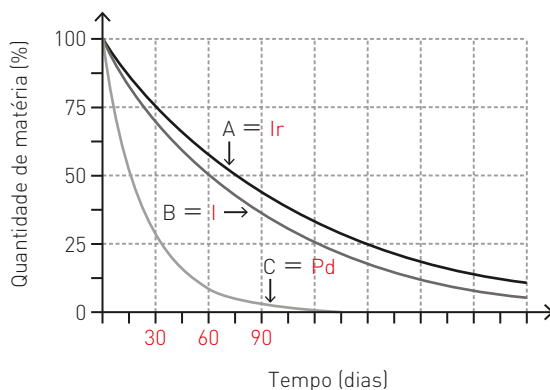
Na curva: $t_{1/2} - C < t_{1/2} - B < t_{1/2} - A$.

Conclusão: ${}^{103}\text{Pd}$ (17 dias) < ${}^{125}\text{I}$ (60,2 dias) < ${}^{192}\text{Ir}$ (74,2 dias)

Como o tempo de meia-vida do iodo é de, aproximadamente, 60 dias, pode-se fazer a seguinte estimativa:



Conclusão:



Objetivos do capítulo

- Descrever o processo de fissão nuclear;
- descrever o processo de fusão nuclear;
- comparar, em relação à energia envolvida nos processos, a fissão e a fusão nuclear;

- conhecer fatos históricos que ocorreram no Brasil envolvendo a radioatividade.

Sugestões de abordagem

Discutir a fissão e a fusão nucleares e mostrar algumas aplicações da radioatividade

Fundamentando seus conhecimentos (p. 684)

1. (I) fusão nuclear: (B)

(II) fissão nuclear $\Rightarrow$ quebra de núcleos: (A)

2. ${}_0^1\text{n} + {}_{92}^{235}\text{U} \rightarrow {}_{55}^{144}\text{C} + {}_{37}^{90}\text{Rb} + 2{}_a^b\text{X} + \text{energia}$

$$\begin{cases} 1 + 235 = 144 + 90 + 2b \\ 236 - 234 = 2b \end{cases} \quad b = 1$$

$$\begin{cases} 0 + 92 = 55 + 37 + 2a \\ 92 - 92 = 2a \end{cases} \quad a = 0$$

$\Rightarrow {}_0^1\text{X}$: nêutron

3. I. ${}_{42}^{99}\text{Mo} \rightarrow {}_{43}^{99}\text{Tc} + \beta_{-1}^0$

II. ${}_{43}^{99}\text{Tc} \rightarrow {}_{43}^{99}\text{Tc} + {}_0^0\gamma$

III. ${}_{53}^{131}\text{I} \rightarrow {}_{54}^{131}\text{Xe} + \beta_{-1}^0$

IV. ${}_{7}^{14}\text{N} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_{6}^{14}\text{C} + \text{P}_1^1$

V. ${}_{6}^{14}\text{C} \rightarrow {}_{7}^{14}\text{N} + \beta_{-1}^0$

VI. ${}_{19}^{40}\text{K} + \beta_{-1}^0 \rightarrow {}_{18}^{40}\text{Ar}$

4. $100\% \xrightarrow[5600 \text{ anos}]{5600} 50\% \xrightarrow[5600 \text{ anos}]{5600} 25\% \xrightarrow[5600 \text{ anos}]{5600} 12,5\%$

tempo = $3 \cdot 5600$ anos

tempo = 16800 anos

Desenvolvendo seus conhecimentos (p. 684)

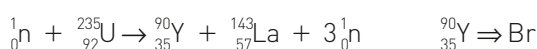
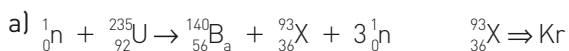
1. Alternativa b.

2. Alternativa d.

3. Alternativa c.

As reações em cadeia são iniciadas por nêutrons; por exemplo, um núcleo de urânio-235 pode combinar-se com um nêutron e formar urânio-236. Como esse núcleo é instável, ele se divide em partículas de número atômico próximo (novos núcleos) e libera mais nêutrons, que podem se combinar com novos átomos de urânio-236, e assim sucessivamente, liberando assim uma quantidade gigantesca de energia.

4.



b) Meia-vida: 4,5 bilhões de anos.

$$1 \xrightarrow[t_{1/2}]{2} \frac{1}{2} \xrightarrow[t_{1/2}]{2} \frac{1}{4} \rightarrow 2 \text{ meias-vidas} \therefore 9 \text{ bilhões de anos}$$

5. Alternativa c.

A massa da amostra cai pela metade em 5,26 anos (meia-vida), porém a emissão de radiação gama continua presente.

$$m_0 \xrightarrow[5,26 \text{ anos}]{2} \frac{m_0}{2}$$

6. Alternativa d.

7. Alternativa c.

${}_1^1\text{H}$: 1 próton; 1 elétron; 0 nêutron.

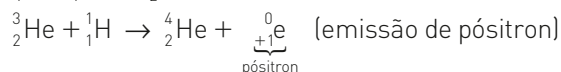
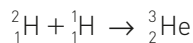
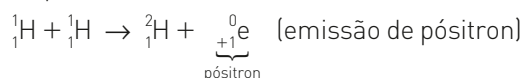
${}_1^2\text{H}$: 1 próton; 1 elétron; 1 nêutron ($2 - 1$).

${}_2^3\text{He}$: 2 prótons; 2 elétrons; 1 nêutron ($3 - 2$).

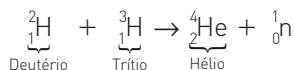
${}_2^4\text{He}$: 2 prótons; 2 elétrons; 2 nêutrons ($4 - 2$).

8. Alternativa d.

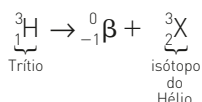
Esquema:



9. a) Equação química que representa a fusão nuclear entre um átomo de deutério e um átomo de trítio com liberação de um nêutron:



- b) Trítio emitindo uma partícula beta:



10. Alternativas corretas: 01, 02, 04 e 16.

[01] Correta. A radioatividade é um fenômeno em que um núcleo instável emite, de modo espontâneo, determinadas partículas (alfa e beta) e ondas que são chamadas de radiações e que se transformam em um núcleo estável.

[02] Correta. O período no qual metade dos átomos de uma amostra de rocha com elementos radioativos passa por um processo de desintegração natural é chamado tempo de meia-vida ou período de semidesintegração.

[04] Correta. A idade da Terra foi estimada em aproximadamente 4,6 bilhões de anos com base na datação radiométrica de meteoritos que chegaram à superfície da Terra.

[08] Incorreta. As rochas que incorporam material de origem orgânica são datadas por meio do método de desintegração do isótopo do carbono-14.

[16] Correta. Os fatores estado físico, pressão e temperatura não influenciam a radioatividade de um elemento químico.

11. Alternativa d.

Meia-vida = 8 dias

$$1 \cdot \left(\frac{1}{2}\right)^x = 10^{-6}$$

$$2^{-x} = 10^{-6} \Rightarrow \log 2^{-x} = \log 10^{-6}$$

$$-x \cdot 0,3 = 6 \cdot 1$$

$$x = 20 \therefore 20 \cdot 8 \text{ dias} \Rightarrow 160 \text{ dias}$$

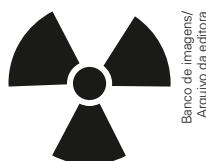
Desafiando seus conhecimentos (p. 687)

1. Alternativa a.

O material médico não pode acumular radiação, ou seja, não se torna radioativo por ter sido irradiado. A decisão tomada pela companhia foi equivocada.

2. Alternativa c.

Para atender ao professor, os alunos devem escolher o seguinte símbolo, devido aos elevados níveis de radiação:



Esse é o símbolo internacional da radiação e é conhecido como Trifólio. O desenho foi concebido inicialmente em 1946, pelos técnicos do laboratório de radiação da Universidade da Califórnia em Berkeley (EUA).

3. Alternativa a.

4. Alternativa c.

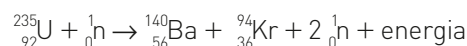
5. Alternativa c.

De acordo com esse esquema, pode-se concluir que essa transformação, que liberaria muita energia, é uma fusão nuclear: ${}_2^3\text{He} + {}_2^3\text{He} \rightarrow {}_2^4\text{He} + 2 {}_1^1\text{p}$.

6. Alternativa b.

[a] Incorreta. A fusão nuclear ocorre quando dois ou mais núcleos se unem para produzir um novo elemento.

[b] Correta. De acordo com a equação, são formados dois novos elementos químicos: o bário e o criptônio.



[c] Incorreta. A fissão nuclear é usada para gerar eletricidade em usinas nucleares.

[d] Incorreta. Alguns tipos de reações nucleares ocorrem também de forma espontânea.

[e] Incorreta. O bombardeamento do urânio por um nêutron leva à liberação de dois nêutrons.

7. Alternativa b.

[a] Incorreta. Fissão nuclear é a quebra de um núcleo, atômico pesado e instável.

[b] Correta.

[c] Incorreta. A grande desvantagem da energia nuclear é o lixo radioativo e o perigo de acidentes que culminem em explosões e vazamentos de radiação.

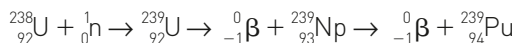
[d] Incorreta. As partículas alfa, beta e gama são radiações naturais emitidas por átomos radioativos.

[e] Incorreta. A bomba atômica é um exemplo de fissão nuclear, enquanto a bomba de hidrogênio é um exemplo de fusão nuclear.

8. Alternativa a.

[a] Correta. A fissão nuclear ocorre quando o núcleo é bombardeado por um nêutron que, após a colisão, libera uma grande quantidade de energia e, nesse processo, novos nêutrons são liberados, provocando uma reação em cadeia.

[b] Incorreta. Ocorre emissão de duas partículas beta, conforme reação a seguir:



[c] Incorreta. A energia gerada na explosão de uma bomba atômica se origina a partir de um processo de fissão nuclear.

[d] Incorreta. Na bomba de hidrogênio, os nêutrons são disparados contra os núcleos de átomos de urânio ou de plutônio, numa reação em cadeia.

[e] Incorreta. A radiação gama possui o maior poder de penetração entre as radiações: alfa, beta e gama.

9. Alternativa e.

[a] Incorreta.

$$\begin{aligned} 1,0 \text{ g} &\text{ — } 8 \cdot 10^7 \text{ kJ} \\ 1\,000\,000 \text{ g} &\text{ — } x \\ x &= 8 \cdot 10^{13} \text{ kJ} \end{aligned}$$

[b] Incorreta. A massa do nêutron equivale à mesma massa do próton.

[c] Incorreta. Ambos pertencem ao 5º P da Tabela Periódica.

[d] Incorreta.

$$\begin{aligned} {}_{92}^{235}\text{U} \\ n &= A - Z \\ n &= 235 - 92 \\ n &= 143 \end{aligned}$$

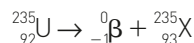
$$\begin{aligned} {}_{94}^{239}\text{U} \\ n &= A - Z \\ n &= 239 - 94 \\ n &= 145 \end{aligned}$$

[e] Correta. A fissão nuclear é uma reação na qual um núcleo pesado é bombardeado por um nêutron que libera uma quantidade muito grande de energia. Nesse processo ocorre a formação de átomo com números atômicos menores que os originais e ainda são liberados novos nêutrons, num processo em cadeia.

10. Alternativa e.

[a] Incorreta. Emissões do tipo gama não apresentam massa nem carga; assim, não alteram o número atômico ou de massa do elemento Bi, não provocando a sua desintegração.

[b] Incorreta. A emissão de uma partícula beta irá aumentar o número atômico em uma unidade:



[c] Incorreta. Na fusão nuclear, ocorre a junção de núcleos atômicos, com alta liberação de energia.

[d] Incorreta. A fusão nuclear libera uma quantidade de energia muitas vezes maior que uma reação química, na qual apenas os elétrons são envolvidos.

[e] Correta. A fissão nuclear é uma reação que ocorre quando um núcleo pesado é bombardeado por um nêutron, que irá liberar uma enorme quantidade de energia. Cada colisão irá liberar novos nêutrons, que colidirão com outros núcleos, promovendo uma reação em cadeia.

11. Alternativa d.

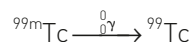
Teremos:

No processo de fissão nuclear, o núcleo original quebra-se em dois ou mais núcleos menores, e uma grande quantidade de energia é liberada.

Os núcleos que podem sofrer fissão são denominados fissionáveis, e entre eles estão isótopos de urânio.

No reator de fissão, ocorre uma reação em cadeia sustentada por nêutrons produzidos na quebra do isótopo fissionável.

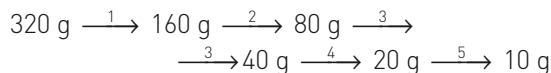
12. Alternativa b.



O equipamento detecta essa radiação gama (radioisótopo emissor) emitida pelo paciente e converte em imagem.

13. Alternativa a.

$$320 - 310 = 10 \text{ g}$$



$$1 \text{ meia-vida} = 5730 \text{ anos}$$

$$5 \cdot 5730 = 28650 \text{ anos}$$

A equação: ${}_6\text{C}^{14} \rightarrow 2 {}_0^1\text{n} + {}_6\text{C}^{12}$ ilustra o carbono-14, que, ao emitir radiação, perde 2 nêutrons.

14. Alternativa a.

A determinação da idade de materiais pode ser feita a partir da medição da sua radioatividade devido à presença do carbono-14.

Esta técnica pode ser aplicada a materiais com até 20000 anos de idade e permite o cálculo da idade de amostras que contenham carbono com um erro máximo de duzentos anos.

O carbono-14 é formado numa velocidade constante devido ao choque dos nêutrons presentes nos raios cósmicos (raios provenientes de estrelas, inclusive do Sol) com o nitrogênio presente na atmosfera superior (${}^{14}_7\text{N} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{14}_6\text{C} + {}^1_1\text{H}$). O carbono-14 produzido nesta transmutação reage com o gás oxigênio da atmosfera formando gás carbônico.

O gás carbônico produzido será radioativo e se misturará com o gás carbônico não radioativo da atmosfera pela ação dos ventos. Sua concentração se manterá constante com o passar do tempo em torno de uma molécula com carbono-14 radioativo para cada um trilhão (10^{12}) de moléculas não radioativas. Tanto o gás carbônico radioativo como o não radioativo serão absorvidos pelas plantas e passarão a fazer parte dos seus tecidos e de seus consumidores.

15.a) A partir da informação obtida na tabela periódica do número de prótons do césio, vem:

$${}^{137}_{55}\text{Cs}: Z = 55 \text{ (55 prótons)}$$

$$A = Z + n$$

$$137 = 55 + n$$

$$n = 82 \text{ nêutrons}$$

Utilizando o diagrama de distribuição eletrônica, teremos:

Em subníveis energéticos:

$${}_{55}\text{Cs}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$$

Em camadas:

$$K = 1s^2 = 2 e^-$$

$$L = 2s^2 2p^6 = 8 e^-$$

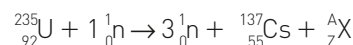
$$M = 3s^2 3p^6 3d^{10} = 18 e^-$$

$$N = 4s^2 4p^6 4d^{10} = 18 e^-$$

$$O = 5s^2 5p^6 = 8 e^-$$

$$P = 6s^1$$

A fissão do ${}^{235}_{92}\text{U}$ forma o ${}^{137}_{55}\text{Cs}$ e 3 nêutrons, além de um outro isótopo.



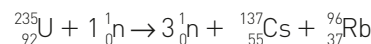
$$235 + 1 = 3 \cdot 1 + 137 + A$$

$$A = 96$$

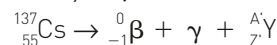
$$92 + 1 \cdot 0 = 3 \cdot 0 + 55 + Z$$

$Z = 37$ (rubídio, de acordo com a tabela periódica)

Então:



b) O ${}^{137}_{55}\text{Cs}$ decai emitindo uma partícula β^- e radiação γ , resultando em um isótopo estável:



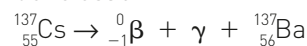
$$137 = 0 + A'$$

$$A' = 137$$

$$55 = -1 + Z'$$

$$Z' = 56 \text{ (Ba, de acordo com a tabela periódica)}$$

Conclusão:



Para uma amostra contendo 2,00 mg de ${}^{137}_{55}\text{Cs}$, a massa desse radioisótopo que ainda resta na amostra após 90 anos pode ser calculada da seguinte maneira:

$$2,00 \text{ mg} \xrightarrow{30 \text{ anos}} 1,00 \text{ mg} \xrightarrow{30 \text{ anos}} 0,500 \text{ mg} \xrightarrow{30 \text{ anos}} 0,250 \text{ mg}$$

Ou seja, após 90 anos ($3 \cdot 30$ anos) restará 0,250 mg de césio-137.

16.a) Fotossíntese.

b) Não. O teor de C-14 se reduz a 25% do inicial depois de 11460 anos. Portanto, a árvore foi cortada no ano $(11460 - 2000)$ a.C, ou seja, no ano 9460 a.C.

c) Os seus números atômicos.

17. Alternativa d.

A única diferença entre os isótopos reside no número de nêutrons.



O CONECTE agora é CONECTE LIVE!

O CONECTE, coleção voltada para o Ensino Médio que alia Tecnologia à Educação, apresenta uma novidade nesta reformulação: o CONECTE LIVE!

O CONECTE LIVE integra conteúdos digitais exclusivos às obras de autores renomados. Além disso, promove maior interação entre alunos, professores e autores. Livros digitais, objetos educacionais digitais, entre outros conteúdos interativos, compõem a coleção.

Outra novidade! As atualizações no material didático não se encerram no momento em que os livros são impressos. Ofertas complementares e atividades diferenciadas são disponibilizadas na plataforma digital ao longo de todo o ano escolar, garantindo novidades frequentes a professores e alunos!

Para conhecer todos os materiais e os serviços do CONECTE LIVE, acesse: <http://conecte.plurall.net/>

Não compre nem venda o Livro do Professor!

Este exemplar é de uso exclusivo do Professor. Comercializar este livro, distribuído gratuitamente para análise e uso do educador, configura crime de direito autoral sujeito às penalidades previstas pela legislação.